RB 42866

PURCHASED FOR THE

*UNIVERSITY OF TORONTO LIBRARY*

FROM THE

*CANADA COUNCIL SPECIAL GRANT*

FOR

HISTORY OF SCIENCE

# SYSTÈME
# DE CHIMIE.

TOME SECOND.

2517

Digitized by the Internet Archive
in 2010 with funding from
University of Ottawa

http://www.archive.org/details/systemedechimiet02thom

# SYSTÊME
# DE CHIMIE,

PAR TH. THOMSON,

MEMBRE DE LA SOCIÉTÉ ROYALE DE LONDRES, DE CELLE D'ÉDIMBOURG, DE LA SOCIÉTÉ GÉOLOGIQUE, DE LA SOCIÉTÉ WERNERIENNE, DE L'ACADÉMIE IMPÉRIALE MÉDICO-CHIRURGICALE DE PÉTERSBOURG, DE LA SOCIÉTÉ LITTÉRAIRE ET PHILOSOPHIQUE DE NEW-YORK, ETC., ETC.

TRADUIT DE L'ANGLAIS
SUR LA CINQUIÈME ÉDITION (DE 1817),

PAR J^N RIFFAULT,

EX-RÉGISSEUR GÉNÉRAL DES POUDRES ET SALPÊTRES,
MEMBRE DE LA LÉGION D'HONNEUR.

TOME SECOND.

PARIS,
MÉQUIGNON-MARVIS, LIBRAIRE,
RUE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE, N.° 3.

DE L'IMPRIMERIE DE LEBLANC.
1818.

# SYSTÊME DE CHIMIE.

## SECONDE PARTIE.

## LIVRE II.

### DES CORPS COMPOSÉS.

Dans l'état actuel de la chimie, j'ai pensé qu'en traitant dans le volume précédent des substances simples, il convenait mieux de décrire plusieurs des substances composées qu'elles forment par leur union, que de placer tous les composés sous des titres distincts. Quelques écrivains modernes ont cru devoir adopter un plan contraire; mais il en est résulté, suivant moi, que d'autres ont été détournés de se conformer à cette marche. En effet, elle a détruit l'unité du sujet; et les faits ont été présentés avec si peu de liaison entre eux, qu'elle doit retarder considérablement les progrès de l'étudiant, en même-temps qu'elle fatigue l'attention de ceux qui sont déjà instruits.

Les corps composés sont de deux sortes : il en est qui sont formés par la combinaison entre elles de deux, ou d'un plus grand nombre de substances *simples*; ainsi l'acide phosphorique est un composé de phosphore et d'oxigène, et les parties constituantes de l'huile sont l'hydrogène et le carbone. D'autres sont le résultat de l'union de deux, ou d'un plus grand nombre de corps *composés*; c'est ainsi que le phosphate Divisions.

d'ammoniaque consiste en acide phosphorique et en ammoniaque; et le liniment volatil, en huile et ammoniaque. J'appelle *composés primaires* ceux formés par les substances simples, et je donne le nom de *composés secondaires* aux combinaisons des corps composés entre eux.

Il convient de traiter séparément de chacune de ces espèces de composés. Je partagerai en conséquence ce volume en deux divisions. Dans la première, j'examinerai les *composés primaires;* et la seconde aura pour objet les *composés secondaires.*

---

# PREMIÈRE DIVISION.

## DES COMPOSÉS PRIMAIRES.

J'AI déjà traité des différens composés que les combustibles simples* forment entre eux; nous n'avons donc à examiner ici que les différens composés primaires que produit l'union des *combustibles* avec les *soutiens de combustion.* Outre les quatre corps simples de cette nature, il est une autre substance, le cyanogène, qui produit des composés exactement semblables à ceux formés par les soutiens de combustion. Il conviendra donc de considérer le cyanogène comme un corps soutien de combustion, et de placer les composés auxquels il donne naissance parmi les composés primaires. Indépendamment des combinaisons des corps soutiens avec les combustibles, il y a quelques substances qui résultent de l'union de certains combustibles entre eux, ou avec l'oxigène; et ces composés sont d'une assez grande importance en chimie, pour exiger une description particulière; cependant comme ils n'ont été qu'imparfaitement analysés, nous ne pouvons nous hasarder à les classer d'après leur composition.

---

* Afin de ne pas trop multiplier les subdivisions, je comprends l'*azote* parmi les combustibles, quoique, strictement parlant, ce corps devrait constituer une classe par lui-même.

Je les placerai parmi les composés primaires, sous le titre de *composés combustibles*. Les composés primaires seront donc classés et décrits ainsi qu'il suit, savoir :

Classement des composés primaires.

I. Composés d'oxigène avec combustibles simples.

II. Composés de chlore avec soutiens de combustion et combustibles.

III. Composés d'iode avec soutiens de combustion et combustibles.

IV. Composés de fluor avec soutiens de combustion et combustibles.

V. Composés de cyanogène avec soutiens de combustion et combustibles.

VI. Composés combustibles.

C'est dans cet ordre que nous établirons les différens chapitres qui suivent.

---

# PREMIÈRE SUBDIVISION.

## DES COMPOSÉS D'OXIGÈNE AVEC COMBUSTIBLES SIMPLES.

L'OXIGÈNE forme avec les combustibles simples, des composés de trois espèces différentes, savoir : les composés qui jouissent des propriétés des *acides;* ceux qui ont la faculté de neutraliser des acides et de former des sels, et que par cette raison on a nommés *bases salifiables*. Enfin, les composés, qui ne sont ni acides, ni capables de neutraliser les acides. On s'est contenté, jusqu'à présent, d'appeler ces corps, *oxides;* mais nous les distinguerons par la dénomination d'oxides *insalifiables*. Nous considérerons séparément ces trois suites de composés, et par conséquent cette division comprendra *trois* chapitres. Je décrirai dans le *premier*, les *oxides insalifiables;* j'examinerai dans le *second*, les bases *salifiables;* et dans le troisième, les *acides*.

---

# CHAPITRE PREMIER.

## *Des Oxides insalifiables.*

Les seuls combustibles simples, actuellement connus comme pouvant s'unir à l'oxigène, et former avec ce principe des oxides insalifiables, sont l'azote, l'hydrogène et le carbone. L'azote forme deux oxides de cette espèce, savoir: le *protoxide* et le *deutoxide d'azote;* l'hydrogène ne forme qu'un seul de ces sortes d'oxides, l'*eau;* et le carbone n'en produit également qu'un seul, qui est *l'oxide de carbone.* Nous décrirons chacun de ces oxides dans les quatre *sections suivantes.*

## SECTION PREMIÈRE.

### *Du Protoxide d'Azote.*

Histoire. I. Le protoxide d'azote fut découvert en 1776, par le docteur Priestley, qui lui donna le nom de *gaz nitreux déphlogistiqué.* Il se le procura d'abord en mettant en digestion dans du gaz nitreux de la limaille de fer, ou un mélange de fer et de soufre [1]. Les chimistes hollandais associés, qui l'examinèrent en 1793, reconnurent que c'était un composé d'azote et d'oxigène [2]; mais c'est à Humphry Davy, qui publia en 1800 une excellente dissertation sur ce sujet, que nous devons une recherche plus complète des propriétés de ce corps, qu'il appela *oxide nitreux* [3].

Préparation. 1. Cet oxide peut s'obtenir de la manière suivante. On fait chauffer à la lampe dans une cornue, à un degré de chaleur qui ne soit pas inférieur à 171° centigr. et qui ne s'élève pas au-dessus de 260, du *nitrate d'ammoniaque* en cristaux. Ce sel se fond promptement, et il est décomposé avec émission d'une grande quantité de gaz, qui se dégage par le bec de la cornue, et qu'on peut recueillir dans une cloche de verre, à

[1] Priestley, on Air. II, 54.
[2] Journ. de Phys. XLII, 323.
[3] Researches, chiefly concerning nitrous oxide.

la manière ordinaire. Ce gaz est le *protoxide d'azote*. Berthollet indiqua le premier ce moyen de l'obtenir, qui fut depuis simplifié par Davy [1].

2. Le protoxide d'azote ainsi préparé, jouit de toutes les propriétés mécaniques de l'air; mais il est beaucoup plus pesant. Sa pesanteur spécifique est de 1,5277. Propriétés.

Ce gaz est capable d'entretenir la combustion, même beaucoup mieux que l'air ordinaire, et presque en effet aussi bien que le gaz oxigène. Une bougie y brûle avec une flamme éclatante et pétillement. Néanmoins les corps combustibles ne brûlent dans cet oxide qu'autant qu'ils ont été préalablement mis à l'état d'ignition.

Le protoxide d'azote avait été considéré par le docteur Priestley, et par les chimistes hollandais, comme n'étant pas respirable; mais ils ne l'avaient pas examiné dans son état de pureté [2]. Davy s'assura qu'on pouvait le respirer pendant plusieurs minutes, sans en éprouver de fâcheux effets; ceux qu'il produit, lorsqu'on le respire, ressemblent beaucoup à l'ivresse et au délire, quoiqu'ils ne soient pas suivis de la langueur et de la faiblesse que ces états occasionnent toujours. On ne peut le respirer au-delà de quatre minutes sans perdre toute faculté de mouvement volontaire. Les animaux qu'on y plonge, ne donnent d'abord aucun signe de malaise; mais bientôt ils s'agitent et se tourmentent; et si on ne les en retire très-promptement, ils meurent. Ainsi, nous voyons que ce gaz, quoique respirable, l'est beaucoup moins que l'air atmosphérique et le gaz oxigène.

3. Cet oxide gazeux est assez rapidement absorbé par l'eau, ainsi que s'en assura le docteur Priestley, et spécialement lorsqu'on l'y agite. D'après les expériences de Saussure, 100 mesures d'eau absorbent 76 mesures de ce gaz, et 100 mesures d'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,84 en prennent 153 mesures [3]. L'eau acquiert alors une saveur douceâtre, sans qu'il en résulte aucune altération sensible Action de l'eau.

---

[1] M. Proust a remarqué que le gaz qui se dégage au commencement de l'opération diffère un peu de l'oxide nitreux, et que cependant ce n'est pas du gaz nitreux.

[2] Le docteur Priestley y tint en effet, pendant cinq minutes, une souris, sans qu'elle en fût affectée. Il paraît que, dans cette expérience, le gaz était à-peu-près pur. Priestley. II, 84.

[3] Annals of Philosophy. VI, 340.

dans ses autres propriétés. En la faisant bouillir, on en chasse le gaz en totalité, et tel qu'il avait été absorbé [1]. Lorsque ce gaz se combine avec l'eau, il en chasse l'air ordinaire qui y était tenu en dissolution : c'est par cette raison qu'on obtient toujours de l'air ordinaire pour résidu, lorsqu'on fait passer cet oxide gazeux à travers une suffisante quantité d'eau [2].

4. Le protoxide d'azote n'est point altéré par la lumière, ni par aucun degré de chaleur au-dessous de celle de l'ignition ; mais lorsqu'on le fait traverser par des étincelles électriques, ou passer dans un tube de porcelaine rouge de feu, il est décomposé et converti en *acide nitrique* et en *air ordinaire* [3].

Des soutiens. II. Le protoxide d'azote n'éprouve aucun changement qui nous soit connu, de l'action de soutiens simples de combustion, lors même qu'il est chauffé au rouge en contact avec eux.

Des combustibles simples. III. Cet oxide étant lui-même un soutien de combustion, il est évident que les combustibles simples (au-moins quelques-uns d'entre eux) doivent le décomposer dans de certaines circonstances.

1. Lorsqu'on chauffe fortement au rouge un mélange de gaz hydrogène et de gaz oxide nitreux, ou qu'on le fait traverser par l'étincelle électrique, il y a détonation violente avec flamme rouge. Lorsque les proportions des gaz dans le mélange, sont à-peu-près égales, les produits sont de l'eau et de l'azote. On y trouve aussi de l'acide nitrique, si l'hydrogène est en proportion moindre [4].

2. Le charbon plongé dans ce gaz, peut y être enflammé au moyen d'une lentille. Il continue à brûler avec un grand éclat jusqu'à ce que la moitié, à-peu-près, du gaz soit consumée. Les résultats de cette combustion sont du gaz acide carbonique et du gaz azote [5].

3. Nous ne connaissons pas par expérience l'action du protoxide d'azote sur le bore et le silicium ; mais il n'est pas

---

[1] Priestley. II, 81.
[2] Davy, p. 89.
[3] Priestley. II, 91 ; et Davy, *ibid.*, p. 279.
[4] Priestley. II, 83 ; et Davy, p. 286.
[5] Davy, p. 311.

douteux qu'ils y brûleraient et qu'ils lui enlèveraient la totalité de son oxigène.

4. Le phosphore peut être fondu et sublimé dans ce gaz, sans éprouver d'altération. Il peut même y être touché avec un fil métallique rouge de feu, sans éprouver de combustion; mais si ce fil est chauffé au blanc, le phosphore brûle, ou plutôt il détone avec une violence prodigieuse. On a pour produit, du gaz azote, de l'acide phosphorique, et de l'acide nitrique; il reste une portion de l'oxide non décomposée [1]. Phosphore.

5. Le soufre, à la température ordinaire, n'est point altéré par ce gaz. Si, lorsqu'il est brûlant avec flamme bleue, on l'introduit dans ce gaz, il s'y éteint aussitôt. Il continue au contraire d'y brûler avec beaucoup d'éclat, et avec une belle flamme rouge, si, lorsqu'on l'y a plongé, il était à l'état de combustion avec flamme blanche; on a pour produit de l'acide sulfurique et de l'azote. Le soufre cesse de brûler, lorsque la moitié de l'oxide nitreux est décomposée [2]. Soufre.

On opère également la combustion de mélanges des gaz hydro-sulfurique, hydrogène phosphoré et hydrogène carboné, avec le gaz oxide nitreux, en les exposant à une forte chaleur rouge. Les produits diffèrent selon les proportions des gaz mélangés.

6. Il n'a pas été fait d'expériences pour reconnaître l'action de l'arsenic et du tellure sur le protoxide d'azote. Il est probable que ces métaux lui enlèveraient son oxigène et qu'ils pourraient y brûler.

7. L'action, sur ce protoxide, des combustibles alcalifiables, n'a été qu'imparfaitement examinée.

(1) Lorsque le potassium est chauffé dans le protoxide d'azote, le métal prend feu, et est d'abord converti en peroxide de potassium. Si l'on continue de chauffer, le peroxide est décomposé à son tour, et réduit à l'état de nitrite de potasse. Le protoxide d'azote est converti en un mélange de deutoxide d'azote et d'azote. Le sodium produit exactement les mêmes effets sur ce gaz [3].

(2) On ne peut douter que les bases métalliques des terres

---

[1] Davy, p. 303.
[2] *Ibid.*
[3] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques. I, 163.

alcalines et des terres pures, si elles étaient chauffées dans ce gaz, le décomposeraient; mais il n'a point encore été fait d'expériences à ce sujet.

Des métaux. (3) Le fer brûle dans ce gaz avec la même splendeur que dans le gaz oxigène, quoique la combustion ne dure que peu d'instans. Le fer est converti en oxide noir; l'oxide nitreux est en partie décomposé; l'azote est dégagé, et l'oxigène s'est combiné avec le fer [1]. Le zinc peut aussi être oxidé dans ce gaz [2]. Ses effets sur d'autres métaux n'ont pas été essayés.

IV. Humphry-Davy considérait ce protoxide d'azote comme étant susceptible de combinaison avec les alcalis, et de former avec ces substances des sels d'une nature particulière, auxquels il donna le nom de *nitroxi*, et que j'appelai depuis *azotites*. Il formait ces composés en mettant l'alcali en contact avec le protoxide d'azote, au moment de sa formation.

Ainsi Davy exposait au deutoxide d'azote un mélange de potasse et de sulfite de potasse; le sulfite enlevait au deutoxide d'azote une portion de son oxigène, en le convertissant en protoxide d'azote, et ce protoxide, en s'unissant avec la potasse formait le composé dont il s'agit. On en séparait ensuite le sulfate de potasse par dissolution et cristallisation.

D'après la description des sels formés par Davy, je suis très-porté à croire qu'ils étaient en réalité des *nitrites* de potasse et de soude. Ces sels étaient évidemment les mêmes que ceux formés par Gay-Lussac et Thénard, lorsqu'ils chauffaient le potassium et le sodium dans le protoxide d'azote [3].

Composition. V. En comparant les expériences de Davy [4] avec celles de Gay-Lussac et Thénard [5], on ne peut douter que le protoxide d'azote ne soit formé de 2 volumes gaz azote et 1 vo-

---

[1] Priestley. II, 86; et Davy, p. 286.

[2] Davy, p. 317.

[3] D'après une expérience de Gay-Lussac, il est évident que le sulfite de potasse employé par Davy était superflu. Ann. de Chim. et Phys. I, 397.

[4] Researches, p. 278.

[5] Recherches physico-chimiques. I, 166.

lume oxigène, condensés en 2 volumes, ou, de 1 atôme azote + 1 atôme oxigène, en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Azote..... | 1,75..... | 100 |
| Oxigène..... | 1,00..... | 57,14 |

## SECTION II.

### *Du Deutoxide d'Azote.*

I. Ce fut le docteur Hales qui obtint accidentellement le deutoxide d'azote, communément appelé *gaz nitreux;* mais c'est Priestley qui, lors de ses premiers essais sur la chimie pneumatique, eut lieu d'en examiner la nature et d'en rechercher les propriétés. Histoire.

Comme les phénomènes que présente cet oxide, se lient intimement aux faits les plus importans de la chimie, ses propriétés furent examinées avec un grand soin, et ils attirèrent l'attention de presque tous les chimistes distingués.

1. On prépare cet oxide de la manière suivante : après avoir introduit du cuivre ou du mercure dans une cornue de verre, on verse par-dessus un peu d'acide nitrique étendu. Le métal est dissous rapidement avec une vive effervescence, et il se dégage en abondance, par le bec de la cornue, un gaz qu'on recueille sous des cloches de verre, et qui est le *gaz nitreux*, deutoxide d'azote. Préparation.

2. Ce gaz, lorsqu'il est pur, est invisible comme l'air, dont il possède toutes les propriétés mécaniques. Sa pesanteur spécifique est 1,0416. Propriétés.

Le deutoxide d'azote est excessivement nuisible aux animaux, qui ne peuvent le respirer sans être promptement suffoqués.

3. La plupart des corps combustibles refusent de brûler dans ce gaz. Une bougie allumée, par exemple, s'éteint dès l'instant qu'elle y est plongée. Il en est ainsi du soufre, lors même qu'il est brûlant avec flamme blanche. Ce gaz est cependant capable d'entretenir la combustion de plusieurs corps, ainsi que s'en sont assurés, par leurs expériences, Priestley et Davy. Lorsqu'on y introduit du pyrophore de Homberg, il s'allume spontanément comme dans l'air atmosphérique; le phosphore en état d'inflammation y brûle aussi avec autant de splendeur que dans le gaz oxigène *. Soutien de la combustion.

* Davy, p. 134.

Action de l'air. 4. Lorsqu'on mêle ensemble l'air atmosphérique et du deutoxide d'azote, le mélange prend à l'instant une couleur jaune. Il y a dégagement de calorique, et le volume des deux gaz diminue considérablement. Cet effet n'a lieu que lentement, si l'expérience se fait sur le mercure; mais il se produit très-promptement sur l'eau. Lorsque la diminution du volume des gaz est parvenue à son maximum, le mélange devient d'une transparence parfaite. La couleur jaune est due à de l'acide nitreux qui s'est formé, et la diminution de volume, à l'absorption graduelle et à la condensation de cet acide. Il ne reste, après cette absorption, que du gaz azote. La cause de ce phénomène remarquable est évidente. Le deutoxide d'azote se combine avec l'oxigène de l'air, et forme de l'acide nitreux qui se condense, tandis que l'azote de l'air reste sous la forme de gaz. Ainsi, avec des quantités égales de deutoxide d'azote et d'air, la diminution de volume est toujours proportionnelle à la quantité d'oxigène présent dans l'air; d'où il suit, que par cette diminution, nous pouvons juger de la quantité de ce principe qui peut exister dans toute espèce d'air. Le même phénomène a lieu, lorsqu'on mêle ensemble du gaz oxigène et du deutoxide d'azote; mais la condensation est beaucoup plus considérable. Elle serait en effet complète, si les gaz étaient parfaitement purs, et s'ils étaient mêlés en proportions convenables.

Composés avec oxigène. Il a été fait un grand nombre d'expériences pour déterminer dans quelles proportions le deutoxide d'azote et l'oxigène s'unissent ensemble. Mais cette détermination est très-difficile à établir. Dalton est le premier qui ait expliqué d'une manière satisfaisante les anomalies, en faisant voir que l'oxigène peut s'unir avec le deutoxide d'azote en deux proportions différentes. 21 mesures de gaz oxigène s'unissent, suivant lui, à 36 mesures, ou à $36 + 2 = 72$ mesures de deutoxide d'azote [1]. Dans son *New system of chemical philosophy*, après avoir présenté dans une grande étendue les résultats de ses expériences à ce sujet, il établit à 130, 180, 360 volumes [2], la quantité de deutoxide d'azote, pouvant s'unir à 100 volumes de gaz oxigène. Davy rapporte aussi le résultat d'un grand nombre d'expériences sur ces combinaisons; mais ces expériences ne purent l'amener à des conclusions

---

[1] Phil. Mag. XXIII, 351.
[2] Vol. II, p. 327.

très-positives [1]. Gay-Lussac, qui a répété à différentes fois des expériences à ce sujet, en a conclu que 100 volumes de gaz oxigène, peuvent se combiner avec 133, 200, 400 volumes de deutoxide d'azote [2]. Ces nombres se rapprochent vraisemblablement beaucoup de la vérité; mais comme toutes les proportions intermédiaires entre ces extrêmes, peuvent aussi se combiner avec 100 volumes d'oxigène, il est très-difficile d'obtenir des résultats définis. Les composés formés sont :

Acide nitrique avec 100 vol. oxigène + 133 vol. deutoxide d'azote.
Acide nitreux..... 100 *id*..... + 200 *id*.
Acide hyponitreux. 100 *id*..... + 400 *id*.

5. Lorsqu'on fait passer des étincelles électriques à travers du deutoxide d'azote, il est décomposé et converti en acide nitreux et en gaz azote [3]. Gay-Lussac a fait voir qu'étant fortement chauffé, il éprouve la même décomposition [4].

6. Le deutoxide d'azote est très-facilement absorbé par l'eau. Il paraît, d'après une expérience de Davy, qu'un décimètre cube d'eau, à la température ordinaire, et préalablement dépouillée d'air, peut absorber 118 centim. cubes de deutoxide d'azote, ou à-peu-près les 0,10 de son volume, ainsi que l'avait avancé Priestley. Mais les résultats des expériences du docteur Henry ne s'accordent pas avec cette évaluation; il a trouvé, qu'à la température de 16° centig., l'absorption du deutoxide d'azote par l'eau n'est que des 0,05 de son volume [5]. L'eau chargée de ce gaz n'a pas de saveur particulière; elle ne verdit point les couleurs bleues végétales, on en chasse le gaz en la faisant bouillir [6]. Le gaz se sépare également de l'eau quand elle se congèle [7]. Absorbé par l'eau.

II. Les soutiens simples de combustion (l'oxigène excepté) n'ont aucune action sur le deutoxide d'azote, lorsqu'il est sec; mais le chlore le convertit, à l'aide de l'eau, en acide nitreux.

---

[1] Elements of chemical Philosophy, p. 260. Il tire cependant de ses expériences l'importante déduction que l'acide nitrique est un composé de 100 gaz oxigène + 133 deutoxide d'azote.
[2] Ann. de Chim. et Phys. I, 394.
[3] Priestley. II, 22.
[4] Ann. de Chim. et Phys. I, 398.
[5] Phil. Trans. 1803, p. 274.
[6] Davy, p. 143.
[7] Priestley. II, 407.

Action des combustibles.

III. L'action des combustibles simples sur le deutoxide d'azote, n'a pas été examinée avec toute l'attention que le sujet méritait.

1. Le gaz hydrogène acquiert, par son mélange avec le deutoxide d'azote, la propriété de brûler avec une flamme verte. Ce mélange n'est point enflammé par les décharges électriques, mais il détone, suivant Fourcroy, lorsqu'on le fait passer à travers un tube de porcelaine rouge de chaleur; il y a formation d'eau, et dégagement de gaz azote [1].

2. Le deutoxide d'azote est décomposé par le phosphore et par le charbon, à une très-haute température, et probablement aussi par le soufre. Ces substances sont converties en acides par leur combinaison avec l'oxigène du gaz dont l'azote est dégagé.

Et métaux.

3. Plusieurs des métaux, et particulièrement le fer, ont la propriété de décomposer le deutoxide d'azote, et cet effet est facilité par la chaleur. Le docteur Priestley ayant tenu du deutoxide d'azote pendant quelque temps renfermé en contact avec des clous de fer, ce gaz fut converti en protoxide d'azote, en conséquence sans doute de l'absorption par le fer d'une portion de son oxigène [2]. C'est de cette manière que ce chimiste fit la découverte du protoxide d'azote. Lorsque, par le moyen d'une lentille, on chauffe au rouge les clous de fer, la décomposition du deutoxide d'azote est complète; le fer en attire tout l'oxigène; et il ne reste que le gaz azote [3].

Le potassium agit sur le deutoxide d'azote précisément de la même manière que sur le protoxide. Il est converti d'abord en peroxide de potassium, et ensuite en nitrite de potasse. Mais le sodium n'éprouve pas le même changement dans le deutoxide d'azote [4].

Absorbé par le sulfate de fer.

IV. Le docteur Priestley trouva que le sulfate vert de fer avait la propriété d'absorber le deutoxide d'azote, et qu'on pouvait par cette raison s'en servir avec avantage pour connaître la pureté de ce gaz. Il suffit pour cela de mettre une petite portion connue de deutoxide d'azote en con-

---

[1] Fourcroy. II, 91.
[2] Priestley. II, 54.
[3] *Ibid.* p. 38.
[4] Recherches physico-chimiques. I, 161.

tact avec du sulfate vert de fer dans un vaisseau fermé, pour déterminer, par la quantité de ce gaz qui reste et qui n'a pas été absorbée, la proportion des substances étrangères qui y étaient mêlées. Davy a prouvé que tous les sels qui contiennent l'oxide noir de fer, ainsi que plusieurs sels métalliques, ont la même propriété d'absorber le deutoxide d'azote sans l'altérer. On peut le leur enlever ensuite en presque totalité par l'application de la chaleur [1].

Le deutoxide d'azote peut être converti en protoxide par les corps suivans, savoir : Converti en oxide nitreux.

Les sulfites alcalins.
Les sulfures hydrogènes.
L'hydrochlorate d'étain.
Le gaz acide hydrosulfurique.
Les limailles de fer ou de zinc, humectées d'eau.

Il ne s'agit, pour produire cet effet, que de garder pendant une semaine ou deux ces substances en contact avec le deutoxide d'azote dans des cloches qui en sont remplies. Les substances se combinent par degrés avec une portion de l'oxigène du gaz, et sont converties en oxides ou en sels [2].

V. D'après les expériences de Davy, comparées avec celles de Gay-Lussac et Thénard, on ne peut douter que le deutoxide d'azote ne soit un composé de 1 volume de gaz azote, + 1 volume de gaz oxigène, constituant ensemble 2 volumes. D'où il suit que c'est un composé de 1 atôme azote, + 2 atômes oxigène, ou en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Azote..... | 1,75..... | 100 |
| Oxigène..... | 2, ..... | 114,28 |

[1] Davy, p 179.

[2] Priestley et Davy. Pendant l'action des deux derniers corps sur le deutoxide d'azote, il se forme aussi de l'ammoniaque.

## SECTION III.

### *De l'Eau.*

I. Ce liquide si bien connu, répandu avec tant d'abondance sur toutes les parties de la surface du globe, et d'une nécessité indispensable à l'existence des animaux et des végétaux, est, jusqu'à présent, le seul oxide d'hydrogène qui nous soit connu. Il suffit de distiller ce liquide pour l'avoir pur, et, dans cet état, il est parfaitement transparent, incolore, sans saveur ni odeur.

Poids. 1. Ce liquide, à raison de ce qu'on l'obtient si facilement à l'état de pureté, ayant été choisi de préférence comme étalon pour évaluer comparativement le poids de tous les autres corps, il est de la plus grande importance de connaître le sien avec précision. Mais sa densité varie avec la température. A celle d'environ 4°,44 centigr. au-dessus de zéro, cette densité de l'eau est à son *maximum*, et elle n'éprouve point de changement sensible à 2 ou 3 degrés au-dessus ou au-dessous de ce terme. Il résulte des expériences faites avec le plus grand soin par Lefebvre-Gineau pour s'assurer du poids d'un kilogramme [1], qu'un décimètre cube d'eau distillée, à son *maximum* de densité, c'est-à-dire, à la température de 4°,44 centig. environ, pèse 18827,15 grains, poids de marc, valeur adoptée en conséquence, en France, pour le poids du kilogramme [2]. Suivant le professeur Robison d'Édimbourg, un pied cube anglais, ou 28,298404 décim. cubes d'eau distillée, à la température de 55° Fahrenheit (12°,78 centig.), pèse 998,74 onces, *avoirdupois*, (de 437,5 grains troy chacune) ou 1,26 onces de moins de

[1] Journ. de Phys. XLIX, 171.

[2] Le pied cube français ou 34,277254 décimètres cubes d'eau distillée pèse 70 liv. 223 grains, poids de marc, ou 34,277254 kilogram.: ce qui équivaut à 529452,9492 grains troy, le grain troy étant égal, ainsi qu'il résulte des calculs de M. Thomson, à 1,21828 grains poids de marc; d'où il suit, toujours d'après lui, que le pied cube anglais d'eau distillée au maximum de densité, pèse 437102,4946 grains troy, ou 999,0714161 onces avoirdupois, ou 28,298404 kilogrammes, évaluation un peu faible. M. Thomson paraît avoir pris 0,825573 pour le rapport du pied cube anglais au pied cube français. Suivant M. Tiberius Cavallo, ce rapport est 0,8261. (*Note du Traducteur.*)

1000 onces avoirdupois, représentant 532702,7 grains poids de marc, ou 28,2943833 kilogrammes; ce qui est par conséquent, à-peu-près le même poids du même volume d'eau de pluie à la même température.

La pesanteur spécifique de l'eau, toujours supposée = 1,000, sert de mesure pour déterminer la pesanteur spécifique de tout autre corps.

2. Lorsque la température de l'eau est refroidie jusqu'au zéro de l'échelle thermométrique centig., elle se convertit en glace. Si cet abaissement de température n'a eu lieu que très-lentement, la glace prend la forme de cristaux en aiguilles qui se croisent sous des angles de 60 ou 120°, ainsi que M. de Mairan l'a remarqué : on l'a souvent observée aussi en large cristaux de figures déterminées [1]. En tenant la glace à une température de beaucoup inférieure à celle de zéro, elle acquiert une grande dureté, et peut être réduite en poudre la plus fine. Elle est élastique; sa pesanteur spécifique est moindre que celle de l'eau, car elle n'excède pas 0,94. Glace.

3. Lorsque l'eau est chauffée à la température de 100° centig. au-dessus de zéro, elle entre en ébullition, et se convertit par degrés en vapeur. La vapeur d'eau est un fluide invisible comme l'air, mais d'une pesanteur spécifique moindre. Suivant les expériences de Gay-Lussac, le volume de cette vapeur, sous la pression de 76 centimètres de mercure et à la température de l'eau bouillante, est 1698 fois plus considérable que le volume de l'eau à l'état liquide; d'où il suit que sa pesanteur spécifique est 0,6235, celle de l'air étant 1 [2]. En supposant que la densité de la vapeur est à la densité de l'air comme 10 est à 16, sa pesanteur spécifique sera 0,625. Si nous la considérons comme étant composée de 2 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'oxigène, condensés en 2 volumes, sa pensanteur spécifique devra être 0,62495. Vapeur.

L'élasticité de la vapeur d'eau est si grande qu'elle produit les explosions les plus violentes lorsque des obstacles s'opposent à son libre dégagement. C'est sur ce principe qu'ont été construites les machines à vapeur.

---

[1] *Voyez* Observations on this subject, by Grew. Phil. Trans. Abr. II, 54.

[2] Gilbert's Annaleu. 45, 333.

Les phénomènes de l'ébullition de l'eau sont entièrement dûs à la formation rapide de la vapeur au fond du vaisseau. Le degré de température auquel l'eau commence à bouillir varie en raison de la différence de pression de l'atmosphère. Dans le vide, l'eau bout à 21° centig., et lorsqu'elle est comprimée dans le digesteur de Papin, elle peut supporter une température approchant de celle de la chaleur rouge sans entrer en ébullition. Par son mélange avec différens sels, l'eau éprouve de grandes variations dans son terme d'ébullition. M. Achard a fait à ce sujet un grand nombre d'expériences, dont les résultats sont présentés dans les tables suivantes*.

### Classe Ire.

*Sels qui ne font point varier le terme d'ébullition de l'eau.*

Sulfate de cuivre.

### Classe II.

*Sels qui élèvent le terme d'ébullition de l'eau.*

| | | | Centigr. |
|---|---|---|---|
| Une dissolution saturée de | Hydrochlorate de soude.. | élève le terme d'ébullition de | .....50,75 |
| | Sulfate de soude..... | | .....30,11 |
| | Sulfate de potasse..... | | .....00,50 |
| | Nitrate de potasse..... | | .....10,34 |
| | Acide borique..... | | .....10,22 |
| | Carbonate de soude..... | | .....1°,30 |

Cette élévation du terme de l'ébullition de l'eau par les sels, varie selon la quantité qu'elle en tient en dissolution; et en général l'élévation est d'autant plus grande, que l'eau approche davantage du terme de sa saturation.

### Classe III.

*Sels qui abaissent le terme d'ébullition de l'eau.*

| | | Centigr. |
|---|---|---|
| Borax, sous-borate de soude | En petite quantité, il abaisse le terme de l'ébullition, de..... | 00,750 |
| | En dissolution saturée, de..... | 00,122 |

* Trans. Berlin. 1785. Je n'ai pas cru devoir apporter aucun changement à ces tables, parce que je n'ai pas répété moi-même les expériences. Mais je doute beaucoup de l'exactitude de quelques-uns des nombres, et je pense qu'il y a erreur dans les 3.e et 4.e classes.

| | | |
|---|---|---|
| Sulfate de magnésie. | En petite quantité..... | 1°,372 |
| | En dissolution saturée..... | 0 ,611 |
| Alun..?..... | En très-petite quantité..... | 0°,00 |
| | En quantité plus grande..... | 0°,309 |
| | En dissolution saturée..... | 0°,00 |
| Sulfate de chaux, .... | en toute proportion. | 0°,01 |
| Sulfate de zinc, ..... | | 0°,25 |
| Sulfate de fer..... | | 0°,12 |
| Acétate de pomb, .... | | 0°,69 |

## Classe IV.

| | | |
|---|---|---|
| Hydrochlorate d'ammoniaque | En petite quantité, abaisse de... | 0°,25 |
| | En dissolution saturée, élève de. | 5°,44 |
| Carbonate de potasse. | En petite quantité, abaisse de.... | 0°,25 |
| | En dissolution saturée, élève de.. | 6°,22 |

On avait autrefois supposé que l'eau était incompressible, mais le contraire a été démontré par M. Canton. M. Mongez obtint les mêmes résultats d'un grand nombre d'expériences qu'il fit long-temps après sur ce sujet.

4. L'eau n'est point affectée par l'action de la lumière. Elle ne paraît pas susceptible d'être décomposée par la chaleur. On peut la faire passer par un tube chauffé au rouge sans qu'elle éprouve aucun changement dans sa constitution. Action de la chaleur.

5. Elle a la propriété d'absorber l'air de l'atmosphère. Elle en contient toujours une portion lorsqu'elle y a été exposée. Cet air en est dégagé en plus grande partie par l'ébullition; mais il résulte des expériences du docteur Priestley qu'il ne l'est pas en totalité, et qu'il est très-difficile d'en dépouiller l'eau entièrement. C'est à la présence de cet air que l'eau doit sa saveur agréable, et c'est aussi parce qu'elle en est privée, que l'eau qui a bouilli est insipide. L'eau absorbe le gaz oxigène de préférence à l'air, et à-peu-près dans la même proportion, ainsi que Schéele s'en est assuré le premier. Elle absorbe l'air.

M. Driessen a fait voir que pour séparer de l'eau l'air qu'elle contient, il fallait la faire bouillir pendant au-moins deux heures, et la garder dans une bouteille renversée sur le mercure. Si, après l'avoir traitée ainsi, on l'expose à l'air, pendant même si peu de temps que ce soit, elle en absorbe immédiatement, ce qui prouve combien est forte Comment on peut séparer l'air de l'eau.

son affinité pour ce fluide [1]. M. Driessen a indiqué la manière suivante de reconnaître si l'eau est, ou non, parfaitement dépouillée d'air. Après avoir donné une teinte bleue à l'eau avec du tournesol, on en remplit un flacon et on le renverse sous l'eau. On y introduit alors du deutoxide d'azote pur, dans la proportion des 0,05 du liquide dans le flacon ; si cette eau contient de l'air, une partie du deutoxide d'azote se combinera avec son oxigène, elle sera convertie en acide nitrique, et, en conséquence, la couleur bleue du tournesol sera changée en rouge. On peut même évaluer la proportion de l'air présent dans l'eau par la quantité d'ammoniaque qui deviendra nécessaire pour restituer la couleur bleue du tournesol. Si par ce mode d'essai la couleur bleue du tournesol se maintient, on pourra en conclure avec certitude que l'eau qui y a été soumise ne contient pas sensiblement d'air [2]. Il convient d'observer cependant que cette expérience ne réussit d'une manière satisfaisante qu'autant que le gaz oxigène présent est en proportion plus qu'ordinaire; car en agitant du deutoxide d'azote dans de bonne eau de source, il ne se produit aucun effet.

II. Il n'a pas été, jusqu'à présent, reconnu qu'aucun des soutiens de combustion fût capable de décomposer l'eau. Il paraît ainsi que l'hydrogène a pour l'oxigène une affinité plus forte que pour tout autre des soutiens de combustion.

des combustibles.

III. L'action des combustibles simples sur l'eau n'a pas été examinée avec beaucoup d'attention. Le gaz hydrogène n'en exerce aucune sur ce liquide, même à la chaleur rouge. Le charbon n'attaque pas sensiblement l'eau à froid ; mais à une chaleur rouge il la décompose. Il y a formation d'acide carbonique de gaz hydrogène carboné, et probablement aussi d'oxide de carbone.

2. L'action du bore et du silicium sur l'eau n'a point été examinée, mais il est probable qu'elle doit être au-moins aussi énergique que celle de charbon sur ce liquide.

3. Il ne paraît pas que le phosphore et le soufre puissent décomposer l'eau, même à l'aide de la chaleur. L'arsenic n'a point d'action sur elle à la température ordinaire de l'atmosphère.

---

[1] Phil. Mag. 1803, XV, 252.
[2] *Ibid.*

4. Le potassium et le sodium décomposent l'eau avec une grande énergie. Ces corps sont ainsi transformés en potasse et en soude, et l'hydrogène est dégagé. Il n'est pas douteux que les bases métalliques des terres alcalines et des terres pures décomposeraient aussi l'eau étant mises en contact avec ce liquide.

5. Parmi les métaux, le fer, le zinc, l'antimoine et l'étain, décomposent l'eau à l'aide de la chaleur. L'argent, l'or, le cuivre et le platine, n'ont aucune action sur elle. On n'a point essayé celle des autres métaux sur ce liquide à une chaleur rouge *. Des métaux.

6. L'eau dissout les alcalis, ainsi que les terres alcalines, et n'attaque point les terres pures. Elle dissout aussi les acides et les sels, et peut se combiner avec un grand nombre de corps. Des alcalis et terres.

7. L'eau a la propriété de s'unir aux corps de deux manières différentes. Elle en dissout quelques-uns; c'est ainsi qu'elle s'unit à l'hydrochlorate de soude, au sucre, et avec un grand nombre d'autres corps, et ces composés deviennent liquides comme elle. D'autres substances, en s'y combinant, conservent leur solidité. C'est l'eau, qui dans ce cas, perd sa forme liquide pour prendre celle de la substance à laquelle elle est unie. C'est ce qui a lieu avec la chaux, l'alumine, avec un grand nombre de substances salines, et une grande variété d'oxides métalliques. Lorsque le composé que forme l'eau avec une autre substance conserve l'état liquide, la proportion dans laquelle l'eau se combine est illimitée; la quantité en est toujours, au contraire, dans un rapport déterminé, lorsque la combinaison produite est solide. L'eau se combine sous deux formes.

Les chimistes n'avaient porté pendant long-temps toute leur attention que sur la première de ces deux espèces de combinaisons, qu'on appela *dissolutions* des corps dans l'eau, lorsque Proust la dirigea sur celles, presqu'entièrement négligées, dans lesquelles l'eau devient solide, et qu'il distingua par la dénomination d'*hydrates*.

Ainsi, dans le langage de Proust, la combinaison de l'eau avec la chaux, ordinairement appelée *chaux éteinte*, est un *hydrate* de chaux. De même aussi, les cristaux de barite et de Hydrates.

* Mém. Par. 1781, I, 270.

strontiane, sont des hydrates de ces terres alcalines, comme la potasse et la soude cristallisées sont des hydrates des alcalis fixes. Quoique le terme *hydrate* soit, à quelques égards, susceptible d'objections, nous continuerons cependant de l'employer, puisqu'il n'en a pas été proposé d'autre. Les composés appelés *hydrates* méritent d'être particulièrement considérés en ce qu'ils diffèrent d'une manière très-sensible dans leurs propriétés, des corps avec lesquels on les a jusqu'alors confondus : c'est ainsi que, sous plusieurs rapports, les hydrates de chaux, de barite, de potasse, etc., sont très-différens de la chaux, de la barite, de la potasse, etc.

Hydrates alcalins et terreux.

Les hydrates de potasse et de soude sont cristallisés, et contiennent toujours une proportion d'eau déterminée. Leur dissolution dans l'eau produit du froid, tandis que celle des alcalis en poudre donne de la chaleur. Les mêmes observations s'appliquent aux hydrates de barite et de strontiane. L'eau entre en proportion beaucoup plus considérable dans la composition des hydrates dont nous venons de parler que dans sa combinaison avec la chaux. Il en résulte que l'hydrate de chaux ne peut pas prendre la forme cristalline, et qu'il reste ordinairement à l'état pulvérulent. On sait néanmoins qu'il retient l'eau avec une grande force, et que sa formation est une des principales causes de la solidification du mortier [1]. L'hydrate d'alumine n'est pas moins remarquable par la même particularité. Cette substance est celle qu'a désignée Saussure par la dénomination *d'alumine spongieuse*.

Hydrates métalliques.

Mais de tous les hydrates ce sont ceux des oxides métalliques qui sont les plus remarquables ; aussi, attirèrent-ils d'abord, et plus particulièrement, l'attention de Proust; et ce fut l'examen de ces sortes d'oxides qui le porta à inventer le mot hydrate, par lequel il crut convenable de distinguer tous les composés de cette nature. Ses observations, en ce qui concerne *l'hydrate de cuivre*, ont été révoquées en doute par Berthollet [2] ; mais ses argumens ne me paraissent pas suffisamment concluans pour renverser une théorie aussi ingénieuse que celle de Proust. Berthollet a bien démontré que *l'hydrate de cuivre* retient habituellement une petite portion d'acide, mais il n'a pas fait voir qu'il dût ses propriétés particulières à cet acide, tandis que Proust a rendu l'opinion contraire

[1] Proust, Journ. de Phys. LIX, 34.
[2] Statique chimique. II, 455.

plus que probable, en s'assurant que les propriétés de l'hydrate ne changent point, lors même que la proportion d'acide varie, et qu'elle est diminuée de manière que sa présence y puisse être à peine indiquée.

La plupart des hydrates métalliques se font remarquer par l'éclat de leurs couleurs : ils se dissolvent dans les acides beaucoup plus facilement que les oxides ; et mis dans la bouche, ils affectent l'organe du goût, beaucoup plus fortement même que les sels métalliques.

IV. Les anciens avaient considéré l'eau comme l'un des quatre élémens dont chacun des autres corps est composé. Elle était, suivant Hypocrate, la substance qui nourrit et entretient la vie des plantes et des animaux. Vanhelmont fut le premier qui, ayant essayé de conserver pendant très-longtemps des plantes dans de l'eau pure, crut pouvoir conclure de ses expériences que ce liquide était susceptible de se convertir dans toutes les substances qui se trouvent dans les végétaux. Boyle ayant laissé pendant un an de l'eau pure dans un vase de verre hermétiquement fermé, il y trouva une certaine quantité d'écailles terreuses qu'il considéra comme provenant d'une portion de l'eau qui s'était changée en terre [1]. Il obtint la même terre en distillant à feu lent de l'eau dans un vase de verre élevé [2]. Margraff répéta l'expérience dont il eut le même résultat, et dont il tira la même conclusion ; mais l'opinion de ces chimistes ne fut jamais généralement admise [3]. M. Waselton, qui publia ses expériences à ce sujet dans le journal de physique, pour 1780, fut vraisemblablement le dernier qui l'ait adoptée. Lavoisier prouva, en 1773, que les vaisseaux de verre dans lesquels la distillation s'était faite, avaient perdu de leur poids une quantité exactement égale au poids de la terre obtenue [4], d'où il s'ensuivait irrésistiblement que la terre, dont la présence se manifestait ainsi, était de la silice que le verre contient en grande proportion, et qu'elle provenait de la décomposition des vaisseaux. Il a été démontré depuis, par Priestley, que l'eau décompose toujours le verre lorsqu'il reste pendant

Opinions sur la nature de l'eau.

[1] Shaw's Boyle. III, 417.
[2] *Ibid.* I, 267.
[3] Watson's chemical Essays. IV, 257.
[4] Mémoires de Paris, 1770, p. 73 et 90. Lavoisier, après y avoir présenté d'abord l'exposé complet des opinions, sur ce sujet, des écrivains qui l'avaient précédé, donne le détail de ses expériences.

long-temps en contact avec la surface de ce liquide à une haute température.

Histoire de la découverte de ses parties composantes.

On sait actuellement que l'eau est un oxide d'hydrogène, ou un composé d'oxigène et d'hydrogène. Comme cette découverte a presqu'entièrement changé l'aspect de la science de la chimie, en fournissant un moyen d'expliquer un grand nombre de phénomènes qui n'avaient pu l'être jusqu'alors, il nous paraît digne de notre sujet de tracer plus particulièrement la route par laquelle on y est progressivement parvenu.

Il est vraisemblable que Schéele est le premier qui chercha à découvrir ce qui se produisait par la combustion du gaz hydrogène. Il conclut que, pendant qu'elle avait lieu, l'oxigène et l'hydrogène se combinaient, et que le produit était du calorique.

En 1776, Macquer, aidé par Sigaud de Lafond, mit le feu à une bouteille remplie de gaz hydrogène, en plaçant au-dessus de la flamme une soucoupe de porcelaine, afin de s'assurer s'il se produirait quelque vapeur fuligineuse. La soucoupe resta parfaitement nette ; mais on y appercevait quelques gouttes d'un liquide clair qu'ils reconnurent être de l'eau pure[1].

L'année d'après, Bucquet et Lavoisier firent détoner un mélange de gaz hydrogène et oxigène pour en connaître le produit, sur la nature duquel ils n'étaient pas d'accord dans leurs conjectures. Bucquet avait supposé que ce produit devait être de l'acide carbonique, et Lavoisier avait au contraire soupçonné que ce serait de l'acide sulfurique ou sulfureux. Ils ne distinguèrent pas la nature du produit ; mais ils s'assurèrent qu'il n'y avait point eu de gaz acide carbonique formé, et par conséquent ils reconnurent que l'hypothèse de Bucquet n'était pas fondée[2].

Au commencement de 1781, M. Warltire, sur l'invitation que lui en fit le docteur Priestley, mit le feu à un mélange de ces deux gaz, contenu dans un vaisseau de cuivre, et il observa qu'après l'expérience, le poids du tout était diminué. Le docteur Priestley avait préalablement fait, en présence de M. Varltire, la même expérience dans un vaisseau de verre. Ce vaisseau devint humide dans son intérieur, et il se recouvrit d'une espèce de suie[3], que depuis, le docteur Priestley sup-

---

[1] Dictionnaire de Macquer, art. *gaz inflammable*.
[2] Mém. Par. 1781, p. 470.
[3] Priestley. V, 395.

posa être une portion du mercure dont on s'était servi pour l'introduction des gaz dans le vase [1].

Dans l'été de 1781, Cavendish, qui avait eu connaissance des expériences de Priestley et de Warltire, fit détoner un mélange de 32$^{cl}$,370, mesure, de gaz hydrogène, et de deux fois et demie environ cette même quantité d'air atmosphérique. Il obtint, par ce procédé, 8$^{gr}$,740 d'eau pure. Il fit détoner également un mélange de 1$^{lit}$,262, mesure, de gaz oxigène, et de 2$^{lit}$,395 de gaz hydrogène, et il obtint 1$^{gr}$,942 d'eau contenant un peu d'acide nitrique. Il conclut de ces expériences que l'eau est un composé. Cavendish doit donc être bien réellement considéré comme ayant fait la découverte de la composition de l'eau. Il reconnut le premier qu'il se produit de l'eau par la combustion des gaz oxigène et hydrogène, et le premier, il tira de ce fait la conclusion convenable.

Watt avait bien à-la-verité déduit aussi les mêmes conséquences des expériences du docteur Priestley et de M. Warltire; il en avait fait lui-même un grand nombre pour s'assurer du phénomène, avant que Cavendish l'eût annoncé; mais il avait été détourné de publier sa théorie par quelques expériences du docteur Priestley, qui lui semblaient y être contraires [2]. Watt a donc aussi droit de prétendre au mérite de la découverte, et ce droit ne peut nuire à celui de Cavendish, qui n'eut aucune connaissance de la théorie, et des expériences de ce savant.

Sur ces entrefaites, et dans l'hiver de 1781 à 1782, Lavoisier, qui avait présumé que le produit de la combustion des gaz oxigène et hydrogène, était de l'acide sulfurique ou sulfureux, fit, assisté de M. Gingembre, une expérience pour s'assurer de ce fait. Ils remplirent de gaz hydrogène une bouteille de la contenance d'environ 6 pintes (mesure française); ils y mirent le feu, et après y avoir versé 2 onces (environ 61 grammes) d'eau de chaux, ils fermèrent la bouteille avec un bouchon de liège traversé par un tube de cuivre au moyen duquel on y introduisait de la vapeur d'oxigène, afin d'entretenir la flamme. Ils répétèrent trois fois cette expérience en substituant à l'eau de chaux une dissolution

---

[1] Phil. Trans. LXXIV, 332.
[2] *Ibid.* LXXV, 330.

faible d'alcali dans de l'eau pure, et ils n'observèrent aucun produit quelconque [1]. Lavoisier extrêmement surpris d'un semblable résultat, se décida à recommencer l'expérience plus en grand et autant que possible, avec plus d'exactitude encore. Il se procura un appareil au moyen duquel, à l'aide de tuyaux garnis de robinets, il pût prolonger la combustion tout aussi long-temps qu'il le jugerait convenable, en fournissant continuellement l'un et l'autre des gaz oxigène et hydrogène, dans la proportion nécessaire à mesure qu'ils viendraient à manquer.

L'expérience fut faite par Lavoisier et La Place, le 24 juin 1783, en présence de MM. Leroy, Vandermonde, de plusieurs autres académiciens, et de Charles Blagden, qui leur annonça que Cavendish, qui l'avait déjà tentée, en avait obtenu de l'eau [2]. Ils continuèrent l'inflammation jusqu'à ce que leur provision des gaz eût été épuisée, et ils eurent pour résultat 19 gramm. d'eau, qu'ils reconnurent être parfaitement pure. Lavoisier crut pouvoir conclure de cette expérience, que l'eau est un composé d'oxigène et d'hydrogène. Elle fut répétée quelque temps après par Mongez, qui en obtint un résultat semblable. Enfin Lavoisier et Meusnier la firent de nouveau sur une échelle suffisamment grande pour ne plus laisser aucun doute sur la réalité de son résultat [3].

Cette expérience a été depuis si souvent répétée et variée de tant de manières, que son résultat semble être aujourd'hui au-dessus de toute controverse. Il paraît donc inutile de pousser plus loin l'histoire de cette découverte, ou de parler des objections du docteur Priestley, dont les opinions contraires à celles des chimistes que nous venons de citer, n'ont trouvé aucun appui.

Quelque temps après l'époque des premières expériences de Cavendish, on soupçonna que les gaz oxigène et hydrogène s'unissaient dans la proportion de deux volumes d'hydrogène et d'un volume d'oxigène. Mais ce sont Gay-Lussac et Humboldt qui ont démontré les premiers, avec une exactitude rigoureuse, la réalité de ces proportions par leurs expériences sur ce

---

[1] Mém. Par. 1781, p. 470.
[2] *Ibid.*, p. 472.
[3] *Ibid.*, p. 474.

sujet. En supposant exactes les pesanteurs spécifiques de ces deux gaz, telles que nous les avons établies, il s'ensuit que l'eau est un composé de

| | |
|---|---|
| Oxigène. . . . . | 8 |
| Hydrogène . . . . . | 1 |

de manière que l'hydrogène dans l'eau, s'élève à un neuvième, et l'oxigène aux huit neuvièmes du poids de ce liquide.

---

## SECTION IV.

### *De l'Oxide de carbone (Oxide carbonique).*

I. La substance aujourd'hui connue sous le nom d'*oxide de carbone* (oxide carbonique), est un gaz que les chimistes confondirent avec l'hydrogène carboné, jusqu'à l'époque où Priestley en fit l'objet de leur attention dans une dissertation qu'il publia à l'appui de la doctrine du phlogistique. Ses expériences furent immédiatement répétées, et ses opinions confirmées par le docteur Woodhouse de Pensylvanie; mais la véritable nature et la composition de ce gaz furent découvertes par M. Cruikshanks de Wolwick [1], qui donna connaissance de ses expériences à ce sujet, en 1802. Celles de Woodhouse étaient déjà connues en France. Guyton-Morveau, chargé par l'Institut d'en rendre un compte détaillé, invita Clément et Desormes à faire des recherches sur cet oxide. Ils en obtinrent à-peu-près les mêmes résultats que ceux annoncés par Cruikshanks [2] et ils en tirèrent les mêmes conclusions. Mais Berthollet, qui de son côté s'occupait dans le même temps d'expériences semblables, se forma, sur la composition du charbon et de l'oxide de carbone, une opinion différente, qu'il établit dans trois dissertations savantes publiées dans le quatrième volume des mémoires de l'Institut, et dans lesquelles, avec la sagacité qui lui est ordinaire, il examine les expériences et combat les opinions des autres chimistes. A-peu-près à la même époque, il parut un mémoire des chimistes hollandais, dans lequel ils s'élevaient contre Histoire.

---

[1] Nicholson's Journ. V, 1 et 201.
[2] Ann. de Chim. XXXIX, 88; et XLII, 121.

les expériences de tous les autres savans, et présentaient comme réels des résultats très-différens [1].

Mais l'opinion de Cruikshanks gagna peu-à-peu, et principalement par suite des expériences de Dalton, et de ce qu'il publia sur ce sujet; aujourd'hui cette opinion semble pleinement établie.

Préparation. 1. On peut se procurer le gaz oxide de carbone de quatre manières différentes. La première consiste à chauffer fortement dans une cornue de fer, un mélange de charbon purifié et d'oxides de fer ou de zinc, ou de tout oxide quelconque, capable de supporter la chaleur rouge. L'oxide se réduit par degrés, et pendant cette réduction, il se dégage une grande quantité d'un gaz, qui est un mélange de gaz acide carbonique et d'un autre gaz qui brûle avec une flamme bleue. C'est à ce dernier gaz qu'on a appliqué la dénomination d'*oxide de carbone*. On peut séparer l'acide carbonique du mélange des gaz, en le faisant passer à travers de l'eau de chaux. M. Cruikshanks, qui opéra de cette manière avec des oxides de fer, de zinc, de cuivre, avec la litharge et l'oxide noir de manganèse, conclut de ses expériences, que ceux de ces oxides qui abandonnent le plus facilement leur oxigène fournissent la plus grande proportion d'acide carbonique, et ceux qui retiennent leur oxigène avec le plus de force donnent la plus grande quantité d'oxide de carbone. C'est toujours vers le commencement de l'opération que se fait le plus grand dégagement de gaz acide carbonique ; il diminue par degrés, et à la fin il ne passe plus que de l'oxide de carbone [2]. Les résultats obtenus par Clément et Desormes coïncident presque exactement avec ceux des expériences de Cruikshanks; mais ils se bornèrent à opérer sur l'oxide blanc de zinc sans essayer d'autres oxides métalliques. Ils substituèrent la plombagine au charbon, et les résultats furent les mêmes [3].

Par la seconde manière de préparer l'oxide de carbone, on chauffe fortement dans une cornue de fer une partie de charbon purifié avec trois parties de carbonate de chaux, de strontiane ou de barite. L'acide carbonique est peu-à-peu

---

[1] Ann. de Chim. XLIII, 113.
[2] Nicholson's Journ. 1802, V, 2
[3] Ann. de Chim. XXXIX, 33.

séparé ou décomposé. Il se dégage en abondance un gaz, qui est un mélange d'environ une partie d'acide carbonique et de cinq parties d'oxide de carbone [1]. Dans ce cas, une portion de l'acide carbonique du carbonate est séparée sans altération; mais la plus grande partie de cet acide s'est convertie en oxide de carbone par l'action du charbon.

Troisième manière. On chauffe fortement dans une cornue de fer un mélange, à parties égales, de l'un des trois carbonates terreux dont il vient d'être parlé, et de limaille de fer net. L'acide carbonique est également décomposé par l'action du fer, et les mêmes gaz se dégagent en grande abondance. Le docteur Priestley essaya le premier cette méthode avec l'oxide noir de fer et le carbonate de barite; mais Cruikshanks, en se servant de fer pur, obtint des produits gazeux beaucoup plus considérables [2].

Quatrième manière. En faisant passer lentement, et à plusieurs reprises, du gaz acide carbonique à travers du charbon préparé, chauffé au rouge dans un tube de porcelaine ou de fer, il disparaît peu-à-peu, et est remplacé par de l'oxide de carbone. Dans ce cas, l'acide carbonique est décomposé par le charbon précisément de la même manière que dans les deux dernières méthodes, avec cette seule différence que dans celles-ci il était combiné avec une base, et que dans le dernier cas il est à l'état gazeux. Cette expérience, faite pour la première fois par Cruikshanks [3], a été répétée depuis par Clément et Desormes [4].

2. Il résulte des expériences de Cruikshanks, que la troisième de ces quatre méthodes indiquées pour la préparation de l'oxide de carbone, est la seule au moyen de laquelle on puisse l'obtenir à l'état de pureté. En chauffant fortement dans une cornue de fer un mélange à parties égales de craie, (carbonate de chaux) et de limaille de fer, exposés séparément avant leur emploi, dans des vaisseaux fermés, à une chaleur rouge, les gaz qui se dégagent ne sont qu'un mélange de gaz acide carbonique et oxide de carbone; en séparant l'acide carbonique par le moyen de l'eau de chaux, l'oxide de carbone reste à l'état de pureté. Comment on le purifie.

---

[1] Clément et Desormes, Ann. de Chim. XXXIX, 45.
[2] Nicholson's Journ. V, 4 et 208.
[3] *Ibid.* 1802, IV, 209
[4] Ann. de Chim. XXXIX, 46.

Propriétés. 3. Le gaz oxide de carbone ainsi obtenu est invisible et élastique comme l'air. Sa pesanteur spécifique est, suivant Cruikshanks, de 0,956, celle de l'air étant 1,000. Si nous calculons la pesanteur spécifique du gaz oxide de carbone dans la supposition que c'est un composé de 2 volumes carbone et de 1 volume oxigène, condensés en 2 volumes, elle sera de 0,972.

Les animaux ne peuvent respirer ce gaz sans être suffoqués. Un oiseau placé par Clément et Desormes dans une cloche qui en était remplie, mourut avant qu'on eût eu le temps de l'en retirer; et lorsqu'ils essayèrent eux-mêmes de le respirer ils éprouvèrent des étourdissemens, et se sentirent prêts à tomber en défaillance *. Aucun corps combustible ne peut brûler dans le gaz oxide de carbone.

Ce gaz n'est point altéré par la lumière. Il n'éprouve non plus aucun changement lorsqu'on le fait passer à travers un tube rouge de chaleur. Dans sa dilatation par le calorique, il suit exactement les mêmes lois que l'air atmosphérique, ainsi qu'on devait s'y attendre.

Combustible. 4. Le gaz oxide de carbone est combustible. Il s'allume à l'air, et lorsqu'on le met en contact avec un corps rouge de feu, ou qu'on le présente à la flamme d'une bougie, il brûle avec une flamme bleue, qui s'élève en serpentant. Lorsqu'on le mêle avec de l'air atmosphérique avant de l'allumer, il brûle plus rapidement et avec plus d'éclat, mais sans détonation. La combustion est encore plus vive et plus brillante, si on substitue du gaz oxigène à l'air ordinaire. Il détone quelquefois avec l'oxigène, mais le plus communément cet effet n'a pas lieu.

Action des soutiens de combustion. II. Les soutiens de combustion ont de l'action sur le gaz oxide de carbone, à raison de sa combustibilité.

L'oxigène s'unit avec ce gaz par combustion, dans la proportion de 1 volume oxigène et 2 volumes de gaz oxide de carbone, qui est transformé en acide carbonique sans altération de volume.

Il y a combinaison du chlore avec l'oxide de carbone, lorsqu'on expose à une forte lumière un mélange de ces gaz. Les deux gaz se combinent à volumes égaux, et le composé formé par cette union est réduit à la moitié de son premier

* Ann. de Chim. XXXIX, 56.

volume. Ce composé, qui a les propriétés acides, peut être appelé *acide chloro-carbonique.*

L'iode ne paraît pas avoir d'action sur le gaz oxide de carbone.

III. L'action des combustibles simples sur le gaz oxide de carbone n'a été qu'imparfaitement examinée. Des combustibles.

1. Suivant Clément et Desormes, lorsqu'on fait traverser un tube de verre rougi au feu, par un mélange d'oxide de carbone et de gaz hydrogène, il se dépose du charbon qui tapisse les parois du tube d'un émail brillant; il se forme de l'eau, et il se dégage, à l'autre extrémité du tube, de l'hydrogène qui semble être pur [1]. Mais lorsque Saussure le jeune répéta cette expérience, il trouva que le prétendu émail de charbon n'était autre chose, ainsi que l'avait déjà observé le docteur Priestley, que la couleur noire, ou plutôt bleuâtre, que prend le flint-glass, lorsqu'à l'état de chaleur rouge, il est mis en contact avec l'hydrogène [2]. Il n'est pas en effet vraisemblable que l'hydrogène puisse décomposer l'oxide de carbone; et Saussure a fait voir qu'en faisant passer un mélange de gaz hydrogène et d'acide carbonique à travers un tube rouge de feu, l'acide carbonique est décomposé, et il y a production d'oxide de carbone. Ce résultat a même été confirmé par les expériences subséquentes de Clément et Desormes.

2. Clément et Desormes assurent qu'en faisant passer le gaz oxide de carbone à travers du charbon, rouge de feu, ce gaz dissout une portion du charbon, et sa pesanteur spécifique est augmentée.

3. Lorsqu'on le fait traverser du soufre fondu, il ne s'y combine point et il n'en altère pas les propriétés. Mais traité de la même manière avec le phosphore, il en dissout un peu, et il acquiert la propriété de brûler avec une flamme jaune.

4. On ne connaît point l'action sur ce gaz, du bore, du silicium, de l'arsenic et du tellure.

5. Le potassium et le sodium n'ont point d'action immédiate sur le gaz oxide de carbone à la température ordinaire de l'atmosphère; mais lorsqu'on les chauffe dans ce gaz, ils prennent feu, se combinent avec l'oxigène de l'oxide, et il se

---

[1] Ann. de Chim. XXXIX, 61.
[2] Journ. de Phys. LV, 396.

dépose du carbone *. Il est probable que les métaux des terres alcalines et des terres pures décomposeraient également ce gaz.

6. Il ne résulte d'aucune des expériences faites jusqu'à présent, que le gaz oxide de carbone ait de l'action sur les autres metaux. Mais Clément et Desormes assurent qu'en faisant passer ce gaz chaud sur de l'oxide rouge de mercure, il produit un commencement de réduction. Il est, en effet, très-vraisemblable qu'on lui reconnaîtra la faculté de réduire plusieurs oxides métalliques, spécialement ceux qui cèdent facilement leur oxigène.

Composition. IV. On ne peut douter, d'après les expériences de Cruickshanks, Clément Desormes, Dalton et Gay-Lussac, que le gaz oxide de carbone est un composé de carbone et d'oxigène, qu'il contient la moitié de l'oxigène qui existe dans l'acide carbonique, et par conséquent qu'il est formé de 1 atôme carbone + 1 atôme oxigène, ou en poids de

| | | |
|---|---|---|
| Carbone..... | 0,75 ..... | 100 |
| Oxigène..... | 1 ..... | 133,3 |

Outre les quatre oxides que nous venons de décrire dans ce chapitre, il est probable que le soufre et le phosphore peuvent former des oxides, privés des propriétés acides. Mais on n'a point encore observé, ni décrit de composés de cette nature.

---

## CHAPITRE II.

### *Des Bases salifiables.*

Division. Les bases salifiables ont été ordinairement divisées par les chimistes, en quatre séries : *alcalis fixes*, *terres alcalines*, *terres pures*, et *oxides métalliques*. Quoique ces divisions ne soient pas rigoureusement exactes, il conviendra cependant de les maintenir, dans la crainte de rendre moins intelligibles, en ne s'y conformant pas, tous les traités de chimie qui ont paru jusqu'à présent. Outre les bases salifiables, que nous savons contenir de l'oxigène, il en est une

* Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques. I, 250.

de la première importance en chimie, l'*ammoniaque;* cette substance alcaline doit être classée parmi les autres bases, quoique l'existence de l'oxigène y soit encore problématique. Nous allons nous occuper d'abord de cette substance, et nous décrirons ensuite les autres bases salifiables, suivant l'ordre dans lequel nous venons de les dénommer en commençant ce chapitre, qui se trouvera ainsi divisé en cinq sections.

---

## SECTION PREMIÈRE.

### *De l'Ammoniaque.*

I. L'AMMONIAQUE n'existe à l'état de pureté que sous la forme gazeuse. On peut l'obtenir ainsi de la manière suivante :

1. Après avoir mis dans une cornue un mélange de trois parties de chaux vive, et d'une partie d'hydrochlorate d'ammoniaque en poudre, on en fait aboutir le bec sous une cloche de verre remplie de mercure, et renversée sur ce métal. En exposant ensuite cette cornue à la chaleur d'une lampe, il s'en dégage un gaz qui déplace le mercure, et remplit la cloche; ce gaz est l'*ammoniaque.* Préparation.

L'ammoniaque, dont les anciens ignorèrent entièrement l'existence, ne fut connue des alchimistes que dans son état de combinaison avec l'acide carbonique, et souvent aussi de dissolution dans l'eau. Basile Valentin décrit la manière de l'obtenir. Cette substance était connue sous le nom d'*alcali volatil :* on l'appela aussi *hartshorn*, *esprit d'urine,* et *esprit de sel ammoniac*, parce qu'on l'obtenait par distillation de la corne de cerf, de l'urine et du sel ammoniac (hydrochlorate d'ammoniaque). Le docteur Black fit voir le premier la différence qu'il y avait entre l'ammoniaque et le carbonate d'ammoniaque, ou l'ammoniaque combinée avec l'acide carbonique, et le docteur Priestley fut le premier aussi qui trouva le moyen ci-dessus décrit, de l'obtenir à l'état de pureté. Histoire.

2. L'ammoniaque à l'état de gaz est d'une transparence parfaite, et sans couleur, comme l'air. Sa saveur est âcre et caustique comme celle des alcalis fixes, mais beaucoup moins forte; et l'ammoniaque ne corrode point, comme le Propriétés.

font ces alcalis, les substances animales sur lesquelles on l'applique. L'ammoniaque est remarquable par son odeur piquante, qui cependant n'est pas désagréable lorsque cet alcali est suffisamment étendu. Son emploi comme stimulant pour prévenir la défaillance est bien connu.

Les animaux plongés dans le gaz ammoniac ne peuvent le respirer, ils y périssent. Lorsqu'on laisse une bougie allumée dans une cloche pleine de ce gaz, elle s'éteint à trois ou quatre reprises successives; mais à chaque fois, la flamme acquiert un volume plus considérable par l'addition d'une autre flamme de couleur jaune pâle; et à la fin, cette flamme descend de la partie supérieure de la cloche vers le fond [1].

La pesanteur spécifique de ce gaz est 0,590, celle de l'air étant 1.

En exposant le gaz ammoniac à un froid de — 43° centig. environ, il se condense en un liquide; mais il reprend la forme gazeuse à mesure que la température s'élève au-dessus de ce degré de froid [2]. En faisant passer ce gaz à travers un tube de porcelaine ou de verre rouge de feu, il est totalement décomposé et converti en gaz hydrogène, et azote [3]. Pour que cette expérience réussisse, il faut que le tube ne soit pas d'un trop grand diamètre.

Ammoniaque liquide.

3. Le gaz ammoniac se combine très-promptement avec l'eau. Lorsqu'on met un morceau de glace en contact avec ce gaz, elle se fond, absorbe l'ammoniaque, et sa température s'abaisse. Avec l'eau froide, l'absorption est presqu'instantanée, il y a dégagement de calorique, et la pesanteur spécifique de l'eau est diminuée. L'eau est capable d'absorber, d'après mes essais, 780 fois son volume de ce gaz, et par cette absorption, l'augmentation de volume du liquide est de 6 à 10. La pesanteur spécifique de la dissolution est 0,900, ce qui s'accorde juste avec l'augmentation de volume. C'est dans cet état que les chimistes emploient ordinairement l'ammoniaque, et par cette dénomination, on entend presque toujours cette dissolution liquide d'ammoniaque dans l'eau. Lorsqu'on la chauffe à la température d'environ 54°. centigr., l'ammoniaque s'en sépare sous forme

---

[1] Priestley. II, 381.
[2] Morveau, Ann. de Chim. XXIX, 292.
[3] Priestley. II, 395.

de gaz. Elle cristallise en l'exposant à un froid de — 43°. cent. Lorsque cette dissolution est rapidement refroidie à — 55°, l'ammoniaque se prend en une gelée épaisse, et conserve à peine de l'odeur [1].

Il résulte des expériences de Davy, qu'une dissolution saturée d'ammoniaque est composée de

| | |
|---|---|
| 74,63 | eau. |
| 25,37 | ammoniaque. |
| 100,00 | |

La table suivante, dont nous sommes redevables à M. Dalton, présente la quantité d'ammoniaque contenue dans des dissolutions ammoniacales, de différentes pesanteurs spécifiques [2].

| PESANTEUR spécifique du liquide. | GRAMMES d'ammoniaque dans 100 grammes d'eau, mesures, du liquide. | GRAMMES d'ammoniaque dans 100 grammes du liquide. | VOLUMES du gaz condensés en un volume donné du liquide. |
|---|---|---|---|
| 0,85 | 30 | 35,3 | 494 |
| 0,86 | 28 | 32,6 | 456 |
| 0,87 | 26 | 29,9 | 419 |
| 0,88 | 24 | 27,3 | 382 |
| 0,89 | 22 | 24,7 | 346 |
| 0,90 | 20 | 22,2 | 311 |
| 0,91 | 18 | 19,8 | 277 |
| 0,92 | 16 | 17,4 | 244 |
| 0,93 | 14 | 15,1 | 211 |
| 0,94 | 12 | 12,8 | 180 |
| 0,95 | 10 | 10,5 | 147 |
| 0,96 | 8 | 8,3 | 116 |
| 0,97 | 6 | 6,2 | 87 |
| 0,98 | 4 | 4,1 | 57 |
| 0,99 | 2 | 2 | 28 |

4. Le gaz ammoniac n'est point altéré par la lumière; mais, par les étincelles électriques, son volume est doublé, et il est converti dans les deux gaz hydrogène et azote [3]. Action de l'électricité.

[1] Fourcroy et Vauquelin, Ann. de Chim. XXIX, 289.
[2] New System of Chemical Philosophy. II, 422.
[3] Priestley. II, 389.

II. Les soutiens de combustion ont une action très-énergique sur l'ammoniaque, ainsi qu'on avait dû s'y attendre d'après ses parties constituantes.

Oxigène. 1. Lorsque les gaz ammoniac et oxigène sont mêlés ensemble, ce mélange peut être enflammé par l'étincelle électrique, ainsi que le docteur Henry l'observa le premier *. Le mélange brûle dans toutes les proportions entre 3 oxigène et 1 gaz ammoniac, et 3 gaz ammoniac et 1,4 oxigène. Lorsque l'oxigène est en excès, le gaz ammoniac disparaît en totalité, et il se dépose du nitrate d'ammoniaque. Lorsque c'est le gaz ammoniac qui prédomine, il est décomposé entièrement par l'explosion; partie de son hydrogène s'unit à l'oxigène et forme de l'eau, et le surplus reste mêlé avec l'azote à l'état gazeux. Les proportions de ces deux gaz peuvent être déterminées par une détonation subséquente avec l'oxigène. S'il était possible de brûler l'hydrogène en totalité dans l'ammoniaque sans toucher à l'azote, 100 volumes d'ammoniaque exigeraient, pour leur combustion complète, 75 volumes d'oxigène, et le résidu consisterait en 50 volumes d'azote; mais il ne paraît pas qu'il y ait moyen de séparer l'hydrogène dans l'ammoniaque sans qu'il y ait en même-temps action sur l'azote.

Chlore. 2. En mêlant ensemble le gaz ammoniac pur et le chlore, le mélange prend feu et brûle vivement avec une flamme blanche. Le gaz ammoniac est décomposé en partie; le chlore est transformé en acide hydrochlorique, qui s'unit avec la portion d'ammoniaque non-décomposée, et se dépose en hydrochlorate d'ammoniaque; il ne reste qu'une quantité d'azote, s'élevant à la moitié du volume de l'ammoniaque décomposée. La même décomposition a lieu lorsqu'on mêle à de l'ammoniaque liquide, une dissolution de chlore dans l'eau.

Iode. 3. L'iode décompose aussi l'ammoniaque quoiqu'avec beaucoup moins d'énergie. Une portion se combine avec l'hydrogène de l'alcali, et se convertit en acide hydriodique, tandis qu'une autre portion, en s'unissant à l'azote, produit l'iodure d'azote.

III. L'action des combustibles simples sur l'ammoniaque n'est qu'imparfaitement connue.

Des combustibles. 1. L'hydrogène, ainsi qu'on devait bien s'y attendre, ne

* Phil. Trans. 1809.

fait éprouver aucune espèce de changement à l'ammoniaque.

2. A froid, le charbon absorbe le gaz ammoniac, mais sans en altérer les propriétés. Lorsqu'on fait passer ce gaz à travers du charbon rouge de feu, le charbon s'y combine en partie, et il se forme une substance connue sous le nom *d'acide prussique* ou *acide hydrocyanique*[1].

3. On ne connaît point l'action du bore et du silicium.

4. Le phosphore n'a aucune action à froid sur le gaz ammoniac; mais lorsqu'on fait passer ce gaz à travers du phosphore dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, il est décomposé, et il y a formation de gaz hydrogène phosphoré.

5. Le gaz ammoniac se combine avec le soufre à l'état de vapeur, et forme ainsi un sulfure qui décompose l'eau, et devient *sulfure hydrogéné d'ammoniaque*, anciennement appelé *liqueur fumante de Boyle*, du nom de ce chimiste, qui en parla le premier[2]. On se procure ordinairement ce sulfure par la distillation d'un mélange de 5 parties d'hydrochlorate d'ammoniaque, 5 parties de soufre, et de 6 parties de chaux vive. C'est un liquide d'une couleur rouge ou plutôt orangé foncé, qui exhale une odeur fétide à raison d'un excès d'ammoniaque qu'il contient. Ce fut Berthollet qui le premier en fit connaître la nature[3]. Sulfure.

6. En chauffant le potassium ou le sodium dans le gaz ammoniac, le métal est converti en une matière d'un vert olive entièrement dépourvue d'éclat métallique; une portion du gaz ammoniac est absorbée, et il se dégage une quantité d'hydrogène exactement égale à celle que donne avec l'eau la quantité du potassium ou du sodium employée. Lorsqu'on expose à la chaleur la matière verte olivâtre, il s'en dégage les trois cinquièmes de l'ammoniaque absorbée, dont les deux cinquièmes à l'état de gaz ammoniac, et le cinquième restant à l'état de gaz hydrogène et azote. Humphry Davy ayant fortement chauffé, dans un tube de platine, la matière verte olivâtre, en obtint la presque totalité de l'ammoniaque absorbée, quoique pour les trois cinquièmes environ à l'état de gaz hydrogène et azote. La matière verte olivâtre, mise en contact avec l'eau, se convertit en potasse ou en

---

[1] Schéele. II, 183; et Clouet, Ann. de Chim. XI, 30.
[2] *Shaw's* Boyle. II, 78.
[3] Ann. de Chim. XXV. 233.

soude et en gaz ammoniac, et la quantité du gaz est précisément égale à celle que le métal avait absorbée. En traitant la matière verte olivâtre à chaud avec un métal, on obtient un alliage de potassium ou de sodium.

C'est à MM. Gay-Lussac et Thénard, et à Davy* que nous sommes redevables de ces faits intéressans. Ils prouvent, ce me semble, que le potassium et le sodium ont la propriété de décomposer l'ammoniaque en se combinant avec son azote, et en mettant son hydrogène en liberté : l'azoture formé paraitrait susceptible d'absorber une portion de l'ammoniaque non décomposée, et de s'y unir. Cet azoture, étant mis en contact avec l'eau, ce liquide est décomposé; son oxigène convertit le potassium en potasse, et son hydrogène transforme l'azote en ammoniaque.

Il est une circonstance cependant qui ne se concilie point avec cette explication simple des phénomènes. L'eau est un composé de *deux* volumes d'hydrogène et d'*un* volume d'oxigène, tandis que l'ammoniaque est formée de *trois* volumes d'hydrogène et d'*un* volume d'azote. Or, puisque le potassium dégage de l'ammoniaque exactement autant d'hydrogène que de l'eau, il est évident qu'il ne doit enlever à l'ammoniaque que deux volumes seulement d'hydrogène; de sorte qu'il doit rester un volume d'hydrogène et un volume d'azote pour entrer en combinaison avec le potassium. Quelle est la nature de cette substance, composée de 1 atôme azote + 1 atôme hydrogène ? c'est ce qu'il ne nous est pas possible de dire, puisque cette substance n'a jamais été obtenue séparément; mais ce qui paraît évidemment résulter des phénomènes, c'est que cette substance inconnue est bien celle qui se combine avec le potassium, et non l'azote pur.

Des métaux. 7. L'ammoniaque ne paraît susceptible de combinaison avec aucun des métaux ; mais elle en convertit quelques-uns en oxides, et alors elle les dissout. L'oxidation résulte évidemment de la décomposition d'une partie de l'eau avec laquelle l'ammoniaque est combinée ; car il y a émission de gaz hydrogène pendant que la dissolution s'opère. Le cuivre et le zinc sont oxidés par l'action de l'ammoniaque, qui agit aussi, quoique superficiellement seulement, sur l'étain et le fer. Cette substance attaque à peine aucun des autres métaux.

---

* Recherches physico-chimiques. I, 337.

L'ammoniaque liquide peut dissoudre les oxides d'argent, de cuivre, de fer, d'étain, de nickel, de zinc, de bismuth et de cobalt [1]; lorsqu'on la met en digestion sur les oxides de mercure, de plomb ou de manganèse, elle est décomposée; il se forme de l'eau par l'union de l'hydrogène de l'ammoniaque et de l'oxigène des oxides, et le gaz azote se dégage [2]. Si la chaleur appliquée est considérable, il se forme en même-temps de l'acide nitrique et de l'eau [3]. Dissout les oxides métalliques.

Plusieurs autres oxides sont aussi en partie désoxidés lorsqu'on ajoute de l'ammoniaque à leurs dissolutions dans les acides. La dissolution ammoniacale du peroxide de cuivre est d'une belle couleur bleue, et susceptible, suivant Sage, de cristalliser. Lorsqu'on la chauffe, l'ammoniaque en est en partie séparée et en partie décomposée par la combinaison de son hydrogène avec l'oxigène de l'oxide.

IV. L'ammoniaque se combine facilement avec les oxides d'or, d'argent, et de platine; elle forme avec eux des composés connus sous les noms *d'or fulminant*, *d'argent fulminant* et de *platine fulminant*, parce qu'étant chauffés ou frottés, ils font explosion avec une grande violence. L'ammoniaque forme des composés semblables avec l'oxide rouge, peroxide, de mercure.

Pour préparer l'or fulminant, on fait dissoudre l'or dans l'acide hydro-chloro-nitrique étendu de trois fois son poids d'eau, on verse dans cette dissolution de l'ammoniaque pure, peu-à-peu, et jusqu'à ce qu'elle n'y opère plus de précipité, en ayant soin cependant de ne pas en mettre en trop grand excès, car alors le précipité serait en partie redissous. On lave avec de l'eau distillée ce précipité qui est de couleur jaune, on le fait sécher lentement sur du papier à filtrer, on le met ensuite dans une fiole, qu'il convient de ne pas fermer avec un bouchon de liége, à l'effet de prévenir les accidens, mais dont il faut se borner à recouvrir l'ouverture d'un morceau de linge, ou d'une feuille de papier. Ce précipité est l'or fulminant. Il est composé de 5 parties d'oxide jaune d'or, et Or fulminant.

---

[1] Elle dissout le protoxide de fer lorsqu'on l'ajoute avec excès, mais seulement en petites quantités. Elle ne dissout point le peroxide de fer, non plus, suivant Thénard, que le peroxide de cobalt.

[2] Schéele.

[3] Milner, Phil. Trans. Fourcroy. V, 355.

d'une partie d'ammoniaque [1]. Sa préparation est décrite par Basile Valentin. Ses propriétés singulières excitèrent l'attention de tous les chimistes après lui. On avait essayé vainement de donner une explication satisfaisante de sa propriété de fulminer, lorsque dans sa dissertation sur cette substance, publiée en 1769, Bergman démontra qu'elle était un composé d'ammoniaque et d'oxide jaune d'or : que pendant son explosion, l'oxide est réduit, l'ammoniaque décomposée, et l'azote séparé sous forme de gaz [2]. A l'aide de ces faits, que Schéele avait en partie découverts, Bergman rendait ainsi raison de l'explosion. L'ammoniaque étant, suivant lui, un composé d'azote et de phlogistique, lorsqu'on chauffe l'or fulminant, le phlogistique se combine avec l'oxide et forme l'or, tandis que l'azote se dégage sous la forme de gaz. Les expériences de Bergman et de Schéele furent répétées et confirmées par Berthollet en 1786 ; mais comme avant cette époque, Lavoisier avait déjà fait connaître la nature des oxides, il lui fut facile de présenter un exposé plus satisfaisant du phénomène. Pendant l'explosion, l'hydrogène de l'ammoniaque se combine avec l'oxigène de l'oxide, et il se forme de l'eau, l'or est réduit, et l'azote est mis en liberté, à l'état de gaz ; c'est par la grande expansibilité de ce gaz par la chaleur, que s'explique la violence de l'explosion.

Cette explosion de l'or fulminant a lieu, soit par une forte percussion, soit lorsqu'on le triture dans un mortier, ou qu'on le chauffe à une température d'environ 200° centigrades [3]. Elle est accompagnée d'un très-grand bruit ; et si la quantité de l'or fulminant est assez considérable, comme de 78 centigrammes, par exemple, la lame métallique sur laquelle on l'a placé, est brisée. Lorsqu'on chauffe l'or fulminant dans des vaisseaux fermés assez forts pour résister à son action, il se réduit sans bruit, et sans aucun effet d'explosion [4]. La société royale avait comparé la force d'explosion de l'or fulminant à celle de la poudre à canon ; mais on a trouvé qu'elle était inférieure.

Argent fulminant.

C'est à Berthollet qu'on dut, en 1788, la découverte de l'argent fulminant. On peut l'obtenir en dissolvant de l'argent

---

[1] Bergman. II, 155.
[2] Bergman. II, 153 ; et Schéele, on Fire, 137.
[3] Edmond Davy.
[4] Bergman. II, 141.

très-pur dans l'acide nitrique, et en le précipitant de cette dissolution par l'eau de chaux. On met le précipité sur du papier à filtrer, qui absorbe l'eau et le nitrate de chaux qui y était mêlé. On met sur ce précipité de l'ammoniaque liquide pure, et on l'y laisse pendant 12 heures. On décante alors la liqueur; et l'on dépose avec précaution, et par petites portions, sur des morceaux de papier à filtrer, la poudre noire qui reste après la décantation : c'est l'argent fulminant. Ce précipité, lors même qu'il est encore humide, fulmine avec violence quand il est frappé par un corps dur, et lorsqu'il est sec, le plus léger contact suffit. Si l'on chauffe dans une cornue de verre le liquide décanté, il y a effervescence, dégagement de gaz azote, et formation de petits cristaux opaques avec éclat métallique. Ces cristaux fulminent dès qu'on les touche, lors même qu'ils sont recouverts de la liqueur, et souvent ils brisent en morceaux les vaisseaux dans lesquels on les garde*.

La théorie de cette poudre dangereuse est la même que celle de l'or fulminant. C'est un composé d'ammoniaque et d'oxide d'argent. Par le frottement, ou l'application de la chaleur, la combinaison de l'oxigène de l'oxide, avec l'hydrogène de l'ammoniaque, a lieu. Il y a formation d'eau, réduction de l'argent, et dégagement de gaz azote.

Le platine fulminant a été découvert en dernier lieu par M. Edmond Davy. Il l'obtient en opérant ainsi qu'il suit. Après avoir précipité par l'acide hydrosulfurique, le platine de sa dissolution dans l'acide hydro-chloro-nitrique, il fait digérer le précipité dans l'acide nitrique, jusqu'à ce qu'il soit transformé en sulfate de platine. Ce sulfate ayant été dissous dans l'eau, on le précipite par l'ammoniaque; on fait bouillir pendant quelque temps avec une lessive de potasse, le précipité préalablement lavé, on le sépare ensuite par le filtre, et ce précipité lavé et séché est le platine fulminant. Il est brun, pulvérulant, et spécifiquement plus léger que l'or fulminant. Lorsqu'il est chauffé à environ 200° centigrades, il fait explosion avec violence; mais cet effet ne peut avoir lieu par trituration ou percussion. Le platine fulminant n'est pas conducteur de l'électricité. Il se dissout dans l'acide sulfurique, et cette dissolution est d'une couleur très-foncée. L'acide

Platine fulminant.

* Berthollet, Ann. de Chim. I, 54.

nitrique n'a que peu d'action sur ce corps fulminant; le chlore et le gaz acide hydrochlorique le décomposent. Il est formé, suivant M. Edmond Davy, de

| | |
|---|---|
| Tritoxide de platine. . . . . | 82,5 |
| Ammoniaque. . . . . | 9,0 |
| Eau. . . . . | 8,5 |
| | 100,0 |

Nombres qui se rapprochent de 2 atômes du tritoxide, 1 atôme d'ammoniaque, et 2 atômes d'eau.

Mercure ammoniacal fulminant.

Le mercure ammoniacal fulminant fut découvert par Fourcroy. On peut l'obtenir en laissant une forte dissolution d'ammoniaque dans l'eau en digestion sur du peroxide de mercure pendant 8 ou 10 jours; au bout de ce temps l'oxide devient blanc, et il se recouvre à la fin de petites écailles cristallines. Dans cet état, il détone avec bruit sur les charbons ardens, de la même manière que l'or fulminant. Cet oxide perd dans peu de jours sa propriété fulminante, en éprouvant une décomposition spontanée. Exposé à une chaleur médiocre, l'ammoniaque se dégage et le peroxide reprend son apparence première [1].

Telle est l'explication qu'on peut donner de ces composés, après avoir observé les phénomènes qu'ils présentent; mais il serait à désirer que quelque chimiste moderne entreprît de les soumettre à un examen plus rigoureux. Il ne serait pas surprenant, d'après ce que nous connaissons relativement aux chlorure et iodure d'azote, que l'or et l'argent fulminant ne fussent d'une nature semblable, consistant simplement dans ces métaux unis à l'azote. Il est probable qu'il peut exister une classe de corps appelés *azotures*, et que ces corps sont d'une nature fulminante, à raison de la facilité et de la rapidité avec lesquelles l'azote recouvre sa forme élastique.

Composition de ammoniaque.

V. Comme l'ammoniaque a la propriété de détoner avec le nitrate de potasse, les chimistes s'étaient tous trouvés d'accord pour la considérer comme contenant le phlogistique. Schéele démontra le premier, qu'en la décomposant par les oxides de manganèse, d'arsenic ou d'or, le gaz azote est dégagé, tandis que l'oxide est réduit [2] : il en concluait que

[1] Journals of the royal institution. I, 256.
[2] Schéele. I, 95 et 155, Traduct. franç. — Schéele, on Fire, p. 137.

c'est un composé d'azote et de phlogistique, et Bergman partageait cette opinion. Le docteur Priestley découvrit qu'en soumettant le gaz ammoniac aux commotions électriques, son volume s'augmentait par degrés jusqu'à occuper trois fois plus d'espace qu'auparavant, et qu'il se produisait une grande quantité de gaz hydrogène. En faisant chauffer du peroxide de mercure et du deutoxide de plomb dans le gaz ammoniac, ce chimiste remarqua que ces oxides étaient réduits, qu'il se produisait de l'eau, que le gaz ammoniac disparaissait, et qu'il était remplacé par du gaz azote [1]. Ces expériences, et celles de Schéele, le portèrent à conclure que l'ammoniaque est composée d'azote et d'hydrogène, conclusion qui fut pleinement établie par les expériences de Berthollet, publiées dans les mémoires de l'Académie pour 1785. Ce savant répéta les expériences de Schéele et de Priestley, Il y en ajouta plusieurs autres très-décisives qui lui étaient particulières, et il leur appliqua la théorie de Lavoisier.

Il a été fait un grand nombre d'expériences sur la composition de l'ammoniaque, principalement à raison de l'opinion émise par Humphry Davy, que l'oxigène était une de ses parties constituantes; opinion cependant qui, ne s'étant pas trouvée confirmée par les expériences subséquentes des chimistes, avait été abandonnée. Nous allons présenter ici les résultats des analyses les plus exactes qu'on ait faites jusqu'à présent de cette substance.

| | Volumes. | | Volumes. |
|---|---|---|---|
| Berthollet père [2] | 72,5 | hydrogène | + 27,5 azote. |
| Berthollet fils [3] | 75,5 | | + 24,5 |
| Henry [4] | 73,75 | | + 26,25 |
| Davy [5] | 74, | | + 26, |
| Gay-Lussac [6] | 75, | | + 25. |

Les proportions de Gay-Lussac sont plutôt le résultat du calcul que celui de l'expérience; mais d'un côté, les résultats de Berthollet fils, et de l'autre ceux de Davy et Henry, se rapprochent tellement entre eux, qu'on ne peut hésiter

[1] Priestley. II, 296.
[2] Mém. Par. 1785.
[3] Mém. d'Arcueil. II, 268.
[4] Phil. Trans. 1809.
[5] *Ibid.*
[6] Mém. d'Arcueil. II, 253.

à adopter ces nombres comme étant les proportions véritables. L'ammoniaque est alors composée de 3 volumes hydrogène, et de 1 volume azote, ou, ce qui dans ce cas est la même chose, de 3 atômes hydrogène, et 1 atôme azote; d'où il suit que ses parties constituantes sont en poids :

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Hydrogène..... | 0,125 | × 3 | = 0,375.. | 100 |
| Azote..... | 1,75 | | | 466,6 |
| Et le poids d'un atôme d'ammoniaque est | 2,125 | | | |

Supposé un oxide.

VI. Il faut dire cependant que, d'après une expérience très-intéressante, dont nous sommes redevables à Berzelius et à Pontin, Berzelius a cru pouvoir conclure que l'ammoniaque consiste dans une base métallique inconnue, à laquelle il a donné le nom d'*ammonium*, unie à l'oxigène. Cette expérience fut répétée et vérifiée par Humphry Davy, et depuis le sujet a été examiné avec beaucoup de soin par Gay-Lussac et Thénard. L'expérience se fait ainsi qu'il suit :

A l'extrémité négative d'une batterie galvanique, on place du mercure en contact avec une dissolution d'ammoniaque, et le circuit est rendu complet. Le mercure augmente peu-à-peu de volume, et lorsque cette augmentation est de quatre ou cinq fois le volume primitif, il devient un solide mou.

Sa base est un métal.

L'expérience est plus facile, et l'amalgame formé est plus permanent, lorsqu'on substitue à l'ammoniaque liquide de l'hydrochlorate d'ammoniaque légèrement humecté. Davy ayant pratiqué une cavité dans un morceau d'hydrochlorate d'ammoniaque légèrement humecté, il le plaça sur une plaque de platine fixée à l'extrémité positive de la batterie galvanique, et après avoir introduit dans la cavité 3 gr. de mercure, il mit en contact avec ce métal, un fil de platine attaché à l'extrémité négative de la batterie; il se produisit une vive effervescence avec grand dégagement de chaleur, et dans peu de minutes le globule fut augmenté de cinq fois son premier volume : il avait l'apparence d'un amalgame de zinc. Cet amalgame, à la température de 21 à 26° centigrades, est un solide mou, ayant la consistance du beurre. A zéro il devient une masse ferme, cristallisée, dans laquelle on aperçoit de petites facettes, mais sans forme bien déterminée. Sa pesanteur spécifique est inférieure à 3. A l'air il se recouvre promptement d'une croûte blanche de carbonate d'ammoniaque. Mis en contact avec l'eau, il se dégage une

quantité d'hydrogène égale à la moitié de son volume, le mercure est revivifié, et l'eau devient une dissolution faible d'ammoniaque. Lorsque cet amalgame est renfermé dans une portion donnée d'air, cet air augmente considérablement de volume, et le mercure se reproduit à l'état de pureté. Lorsque la proportion du gaz ammoniacal s'élève à un et demi, ou à un trois cinquièmes, le volume de l'amalgame s'étend, et il disparaît une quantité d'oxigène égale à un septième, ou à un huitième de l'ammoniaque. L'amalgame plongé dans le gaz acide hydrochlorique se recouvre d'une croûte d'hydrochlorate d'ammoniaque, et il y a dégagement d'un peu d'hydrogène. Dans l'acide sulfurique il se recouvre d'une croûte de sulfate d'ammoniaque et de soufre. Toutes les tentatives que Davy a faites pour conserver cet amalgame, ont été sans succès; ce qui est dû, sans doute, à ce qu'il est impossible de le dépouiller entièrement d'eau. Lorsqu'on l'introduisait dans un tube de verre, ou lorsqu'on le retenait sous de la naphte ou des huiles, le mercure se séparait, il se formait de l'ammoniaque avec dégagement d'hydrogène *.

D'après les expériences de Gay-Lussac et Thénard, cet amalgame est une simple combinaison de mercure et d'ammoniaque; mais il n'est pas en notre pouvoir de former une combinaison de cette nature, par toute autre méthode que celle qui vient d'être décrite; nous ne connaissons non plus aucun exemple d'amalgame de mercure formé avec toute autre substance qu'un métal. Lorsqu'il s'unit avec d'autres corps, comme l'oxigène, le soufre, les huiles, etc., il perd toujours son éclat métallique. Ce sont ces considérations qui portèrent Berzelius à conclure que l'amalgame est un composé de mercure et de la base métallique de l'ammoniaque. Il attribue la difficulté de conserver cet amalgame, à ce que le mercure contient un peu d'humidité qui transforme promptement l'ammonium en ammoniaque en lui fournissant de l'oxigène.

Je considère l'opinion de Gay-Lussac et Thénard comme présentant le plus d'évidence; mais le sujet exige de plus amples recherches. S'il est vrai que l'ammoniaque puisse s'amalgamer avec le mercure, il nous faudra modifier les opinions actuellement admises relativement aux amalgames.

---

* Davy's electro-chemical Researches on the Decomposition of the Earths, etc. Phil. Trans. 1808.

## SECTION II.

### *Des Alcalis fixes.*

Origine. Le terme ALKALI est d'origine Arabe. Il fût introduit en chimie, après avoir été appliqué à une plante qui conserve encore le nom de *kali*. Lorsqu'après avoir brûlé cette plante et lavé avec de l'eau la cendre que sa combustion produit, on évapore cette lessive à siccité, le résidu est une substance blanche, qui fut appelée *alkali*. Ce mot signifie, suivant Albert-le-Grand qui l'emploie, *fœx amaritudinis* « feces, lie d'amertume* ». On peut obtenir l'alcali d'autres substances que de celle appelée kali. Les chimistes ont successivement reconnu que des corps qui différaient entre eux dans plusieurs de leurs propriétés, avaient été confondus ensemble sous la même dénomination d'alcali ; elle devint en conséquence générale, et on l'applique actuellement à tous les corps qui ont les propriétés suivantes, savoir :

1. Une saveur caustique.
2. Pouvant être volatilisés par la chaleur.
3. Ayant la faculté de se combiner avec les acides et de détruire leur acidité.
4. Solubles dans l'eau, même dans leur état de combinaison avec l'acide carbonique.
5. Changeant en vert les couleurs bleues végétales.

L'AMMONIAQUE, l'alcali dont nous avons traité dans la section qui précède, étant gazeux, on le distingue par la dénomination d'*alcali volatil*. On appelle *alcalis fixes*, la POTASSE et la SOUDE, parce qu'ils peuvent supporter, sans éprouver de changement, une chaleur rouge. Les propriétés de ces deux dernières substances sont l'objet de cette section.

---

* Theatrum chemicum. II, 470. Je suis redevable à mon ami le Rev. M. Holme, du collége de Saint-Pierre à Cambridge, de la note suivante, que lui procura le Rev. M. Palmer, professeur d'arabe à Cambridge. « De la racine arabe *Kala*, préparer quelque chose par le feu, est dérivé le substantif *Kilion*, les cendres produites par la combustion du salicor ou de toute autre plante de la même nature. *Voy.* Golius's Arabic Lexicon at root preceeding, d'où provient *Kali*, et avec l'article *al-Kali* ».

## I. POTASSE.

Découverte par Black, de la cause de la causticité.

I. Ainsi que nous l'avons déjà exposé*, la potasse obtenue par combustion, des fougères ou du bois, est à l'état de combinaison avec l'acide carbonique : on lui enlève cet acide en la traitant avec de la chaux vive, et alors elle est rendue caustique. Les chimistes cherchèrent pendant longtemps à reconnaître quelle pouvait être la cause de ce changement d'état que la chaux faisait éprouver à la potasse. Suivant quelques-uns, cette terre la dégageait d'une certaine quantité de mucilage dont elle était enveloppée ; d'autres pensaient qu'elle la rendait plus active en la divisant. Enfin, en 1756, le docteur Black prouva, par l'analyse la plus ingénieuse et la plus satisfaisante, que la *potasse*, considérée jusqu'alors comme une substance simple, était réellement un composé consistant en potasse et en acide carbonique ; que cet acide était séparé de la potasse par la chaux, et que l'énergie de la potasse augmentait en devenant plus simple.

Tandis que le docteur Black s'occupait de cet objet en Ecosse, M. Meyer faisait en Allemagne les mêmes recherches ; mais il en avait tiré des conclusions très-différentes, dans ses essais sur la chaux, qui parurent en 1764. En versant dans de l'eau de chaux une dissolution de potasse (*carbonate de potasse*), il obtenait un précipité qu'il trouva être de la même nature que la pierre à chaux : l'alcali avait donc enlevé à la chaux sa causticité, il l'avait dépouillée de ses propriétés actives, et ces propriétés, il les avait acquises lui-même. Il en conclut que la causticité de la chaux était due à un acide particulier avec lequel elle s'était combinée pendant sa calcination. L'alcali enlevait à la chaux cet acide, pour lequel, par conséquent, son affinité était plus forte. Il donna à cet acide le nom d'*acidum pingue* ou *causticum;* c'était, suivant lui, un mixte subtil élastique, analogue au soufre, se rapprochant de très-près de la nature du feu, et composé effectivement d'un principe acide et de feu. Il était expansible, compressible, volatil, astringent, capable de pénétrer tous les vaisseaux, et la cause de la causticité dans la chaux, les alcalis et les métaux. Cette théorie était extrêmement ingénieuse, et appuyée de faits nouveaux

* Voy. Vol. I, p. 358.

et importans. Cependant, malgré la réputation de mérite de son auteur, elle ne fit jamais beaucoup de prosélytes, parce que la véritable théorie de la causticité, déjà publiée par le docteur Black, s'était promptement répandue sur le Continent; et quoiqu'attaquée d'abord par quelques opposans, elle n'avait pas tardé à porter la conviction dans tout esprit impartial. M. Jacquin, professeur de botanique à Vienne, publia, en 1769, une dissertation latine à l'appui de la doctrine de Black. Cet ouvrage fut combattu en 1770, par Crans, médecin du roi de Prusse, qui, dans un traité fait avec beaucoup de soin, essaya de défendre l'hypothèse de Meyer, qui n'existait plus à cette époque. Le sujet fut repris en 1774, par Lavoisier, dans ses Essais chimiques et physiques. Il répéta les expériences du docteur Black et de ses disciples, et elles se trouvèrent pleinement confirmées; dès-lors l'hypothèse de Meyer semble avoir été généralement abandonnée.

Propriétés de la potasse.

1 La potasse fut obtenue pour la première fois à l'état de pureté par Humphry Davy. On peut l'avoir ainsi en soumettant du peroxide de potassium à une chaleur suffisamment élevée pour en chasser l'excès d'oxigène. Dans cet état la potasse est de couleur grise, à cassure vîtreuse. Elle exige un très-grand degré de chaleur pour se fondre; elle se dissout dans l'eau sans effervescence; mais elle produit, en se dissolvant, beaucoup de chaleur.

Hydrate.

2. La potasse qu'on obtient en traitant cette substance par l'alcool, est une combinaison de potasse et d'eau, ou un hydrate de potasse. En supposant cet hydrate formé de 1 atôme de potasse et de 1 atôme d'eau, sa composition sera en poids de

| | | |
|---|---|---|
| Potasse..... | 6..... | 100 |
| Eau..... | 1,125.. | 18,75 |

Or, Davy trouva que l'hydrate de potasse, chauffé avec l'acide borique, donnait de 17 à 18 pour cent d'eau. L'hydrate de potasse est donc, d'après cette expérience, un composé de 100 potasse + 21,21 eau, ce qui cadre suffisamment bien avec la théorie; car il est évident que la potasse préparée à l'alcool aura souvent (probablement toujours) la faculté de retenir une plus grande quantité d'eau que dans son état de combinaison chimique avec l'alcali.

3. L'hydrate de potasse a une très-grande affinité pour l'eau. A la température ordinaire de l'atmosphère, ce liquide peut dissoudre le double de son poids de potasse. La dissolution est transparente, très-dense, et presque d'une consistance oléagineuse. C'est dans cet état qu'on l'emploie ordinairement dans les laboratoires de chimie. Lorsqu'on mêle ensemble quatre parties de potasse en poudre et une partie de neige, le mélange devient liquide en absorbant du calorique. Lowitz faisait usage de ce mélange pour produire un froid artificiel. En évaporant jusqu'à consistance convenable une dissolution aqueuse de potasse, cet alcali cristallise, et la forme de ses cristaux varie selon la manière dont ils ont été produits. Si on les a laissés se former spontanément, ce sont des octaèdres groupés, contenant 0,43 d'eau [1]. Si ces cristaux proviennent d'évaporation au feu, ils sont en lames transparentes, très-minces, d'une grandeur extraordinaire, qui par l'assemblage d'un nombre prodigieux de lignes se croisant entr'elles, présentent une aggrégation de cellules ou cavités ordinairement si étroitement serrées, qu'on peut renverser le vaisseau sans qu'il s'en écoule une goutte du liquide qu'il contient [2]. Dissolution dans l'eau.

II. Les soutiens de combustion n'ont aucune action sur la potasse à la température ordinaire de l'atmosphère; mais ils agissent sur elle dans de certaines circonstances. Action des soutiens de combustion sur la potasse.

1. On peut combiner la potasse avec une dose additionnelle d'oxigène, pourvu qu'elle ne contienne pas d'eau; mais avec l'hydrate on ne peut former ce composé. On obtient le peroxide de potassium en brûlant du potassium dans le gaz oxigène. Il est décomposé et le gaz oxigène s'en sépare, en le dissolvant dans l'eau.

2. Lorsque la potasse, chauffée au rouge, est mise en contact avec de la vapeur de chlore, l'oxigène de l'alcali est chassé et le chlore prend sa place.

3. La même substitution de l'iode à l'oxigène a lieu lorsqu'on fait passer de l'iode en vapeur sur de la potasse chauffée au rouge.

III. Les combustibles simples produisent sur la potasse des effets très-différens suivant leur nature particulière. Action des combustibles.

---

[1] Suivant Proust, l'hydrate de potasse ne contient que 0,30 d'eau. Journ. de Phys. LXIX, 266.

[2] Nicholson's Journ. I, 164.

1. Le gaz hydrogène ne fait éprouver aucun changement sensible quelconque à la potasse, et autant qu'on a pu s'en assurer, cet alcali ne se combine point avec le carbone, non plus qu'avec le bore ou le silicium.

2. Il paraîtrait, d'après les expériences de Sementini, que le phosphore peut se combiner avec la potasse, et former un phosphure de potasse. Il l'obtint en faisant une dissolution saturée de potasse dans l'alcool, et en tenant dans ce liquide des bâtons de phosphore tout aussi long-temps qu'ils continuaient de s'y dissoudre. Il se déposait dans la liqueur des écailles brunes et brillantes, qui, suivant Sementini, constituaient le phosphure de potasse. Ces écailles étaient solubles dans l'eau [1].

Sulfure de potasse.

3. En triturant ensemble dans un mortier de verre trois parties de soufre et une partie de potasse, le soufre prend une couleur verte, le mélange s'échauffe, et il exhale une odeur d'ail. Ce mélange attire par degrés l'humidité de l'air, et il se dissout en totalité dans l'eau [2]. Si l'on chauffe dans un creuset deux parties de potasse et une partie de soufre, le mélange se fond, et les deux substances en se combinant forment un sulfure de potasse. On peut préparer aussi ce sulfure avec la potasse du commerce; car l'acide carbonique s'en sépare sous forme de gaz pendant la combinaison de la potasse et du soufre. Lorsque la fusion du mélange est complète, on le coule sur une plaque de marbre, et dès qu'il s'y est congelé, on le brise en fragmens qu'on renferme aussitôt dans une fiole bien bouchée.

Le sulfure de potasse ainsi préparé, est d'une couleur brune, qui a de la ressemblance avec celle du foie des animaux, ce qui lui fit donner autrefois le nom de *hepar sulfuris* « foie de soufre »; mais par son exposition à l'air le sulfure de potasse devient promptement vert, et passe même au blanc. Il est dur, fragile, et à cassure vîtreuse. Sa saveur est âcre, caustique et amère. Il laisse des taches brunes sur la peau. Il n'a pas d'autre odeur que celle du soufre sublimé. Lorsqu'on l'expose à une chaleur violente, le soufre se sublime et la potasse reste à l'état de pureté. Ce sulfure verdit les couleurs

---

[1] Annals of Philosophy. VII, 280.

[2] Fourcroy. II, 203.

bleues végétales, et il les détruit promptement. Chauffé avec le charbon, il le dissout et s'y combine [1].

Sulfure hydrogéné.

Les propriétés du sulfure de potasse changent très-promptement par son exposition à l'air, ou lorsqu'il est humecté d'eau; sa couleur passe du brun au vert, et il exhale l'odeur du gaz acide hydro-sulfurique: ce changement est dû à ce qu'il se forme par la décomposition de l'eau, de l'acide hydro-sulfurique qui, en se combinant avec le sulfure, le convertit en un sulfure hydrogéné de potasse, d'un vert brunâtre, et soluble dans l'eau. On peut aussi former le sulfure hydrogéné en faisant bouillir dans l'eau deux parties de potasse et une partie de soufre. Le sulfure de potasse ne produit aucun changement sur l'air, mais le sulfure hydrogéné en absorbe peu-à-peu l'oxigène. Si l'on en met dans un vaisseau fermé avec une certaine quantité d'air, il dépouille promptement cette portion d'air de tout son oxigène, et il n'en reste que le gaz azote. C'est à raison de cette propriété du sulfure hydrogéné, que Schéele observa le premier, qu'il crut pouvoir s'en servir comme d'un moyen propre à déterminer la quantité d'oxigène, dans une portion donnée d'air de l'atmosphère. Le sulfure hydrogéné peut oxider et dissoudre presque tous les métaux. C'est Berthollet qui le premier a fait remarquer la différence entre ces deux substances [2].

Le sulfure de potasse n'a pas encore été analysé. D'après la théorie il doit être composé de 3 parties en poids de potasse, et d'une partie de soufre ou d'un atôme de potasse et d'un atôme de soufre.

Action sur les métaux

4. La potasse ne se combine avec aucun des métaux, mais elle oxide par degrés quelques-uns de ceux qui ont une forte affinité pour l'oxigène, lorsqu'on les met dans une dissolution de cet alcali dans l'eau, surtout à l'aide de la chaleur; c'est ce qui a lieu à l'égard du molybdène, du zinc et du fer: l'étain est aussi oxidé, mais en très-petite proportion; il parait en être ainsi du manganèse.

Et leurs oxides.

La potasse a la faculté de dissoudre un très-grand nombre des oxides métalliques, et dans quelques cas elle les prive d'une dose de leur oxigène. C'est ainsi qu'en mettant de la

---

[1] Fourcroy. II, 203.

[2] Ann. de Chim. XXV, 233. Voy. aussi Proust, Journ. de Phys. LIX, 205.

potasse sur de l'oxide rouge de fer, elle le convertit promptement dans l'oxide noir. On ne connaît pas la cause de ce changement. Nous allons présenter ici la liste des oxides métalliques que la potasse dissout :

| | |
|---|---|
| Plomb [1]. | Zinc. |
| Etain. | Antimoine. |
| Nickel. | Tellure. |
| Arsenic. | Tungstène. |
| Cobalt. | Molybdène. |
| Manganèse. | |

Mais on n'a apporté jusqu'à-présent aucune attention à l'examen de la nature de ces dissolutions, quelque remarquable et intéressant que soit le sujet, et quoiqu'il puisse faire espérer de répandre un grand jour et sur la nature des alcalis et sur celle des métaux.

### II. DE LA SOUDE.

On se procure la soude à l'état d'*hydrate,* par le procédé déjà décrit [2]. La soude fut obtenue, pour la première fois, à l'état de pureté, par Humphry Davy, en brûlant le sodium au moyen d'une forte chaleur, dans une quantité d'air justement suffisante pour le convertir en soude.

Propriétés. La soude pure est grise ; elle ne conduit pas l'électricité. Sa cassure est vîtreuse, et elle exige une forte chaleur rouge pour se fondre. En ajoutant un peu d'eau, la soude s'y combine rapidement avec un dégagement de chaleur considérable; elle devient en même-temps blanche, à cassure cristalline, et beaucoup plus fusible qu'avant cette addition d'eau. Dans cet état, c'est un hydrate de soude qui, lorsqu'il est pur, se compose de 1 atôme de soude et de 1 atôme d'eau, ou en poids de

| | | |
|---|---|---|
| Soude..... | 4 ..... | 100 |
| Eau..... | 1,125 ..... | 28,1 |

Suivant l'analyse de Darcet, la composition de l'hydrate de soude est de 100 soude + 38,8 eau [3] ; tandis que celle de

---

[1] Bergman. III, 456.
[2] Vol. I, p. 370.
[3] Ann. de Chim. LXVIII, 176, et LXXI, 20.

Berard donne pour parties constituantes de cet hydrate, 100 soude + 23,2 eau *. Or, le terme moyen de ces deux résultats est 100 soude + 31 eau : ce qui diffère un peu, ainsi qu'on devait s'y attendre, du nombre indiqué par la théorie, si l'on considère la force avec laquelle la soude tend à s'unir avec une plus grande proportion d'eau. La soude se dissout très-aisément dans l'eau, et on peut l'obtenir en cristaux par l'évaporation de cette dissolution aqueuse.

IV. L'action des soutiens de combustion et des combustibles simples sur la soude se rapporte tellement à celle que les mêmes corps exercent sur la potasse, qu'il semble inutile d'en exposer particulièrement les phénomènes.

Comment on la distingue de la potasse.

V. La soude se distingue aisément de la potasse par les propriétés suivantes : 1. La potasse exposée à l'air en absorbe promptement l'humidité, et reste à l'état d'un liquide d'apparence oléagineuse ; mais la soude, quoiqu'elle devienne d'abord pâteuse, se dessèche aussitôt, et conserve l'état d'une poudre blanche sèche. 2. La potasse, neutralisée par l'acide sulfurique, forme un sel qui cristallise en petits cristaux irréguliers, ayant plus ou moins la forme de prismes à six pans, terminés par des pyramides à six faces ; et ce sel exige seize fois son poids d'eau pour se dissoudre. Mais la soude neutralisée par le même acide, donne naissance à un sel qui se dissout dans moins de son poids d'eau bouillante, et qui cristallise par refroidissement en larges prismes à six pans, ordinairement cannelés et transparens, qui, par leur exposition à l'air, se réduisent promptement en une poudre blanche. 3. Si à une dissolution de sulfate de potasse dans l'eau, on ajoute un peu d'acide tartarique, il se dépose un grand nombre de petits cristaux ; et en mettant dans la même dissolution de l'hydro-chlorate de platine, il se produit un précipité jaune. Mais le sulfate de soude n'est précipité ni par l'acide tartarique, ni par l'hydro-chlorate de platine.

* Ann. de Chim. LXXII, 96.

## SECTION III.

### *Des Terres alcalines.*

I. Le mot *terre* a, dans le langage ordinaire, deux significations. On s'en sert quelquefois pour désigner le *globe* que nous habitons, et d'autres fois on l'emploie en parlant du *moule* ou enveloppe terreuse sur laquelle croissent les végétaux. Les chimistes ont examiné cette enveloppe terreuse qui produit la végétation, et ils ont trouvé qu'elle consistait en un grand nombre de substances différentes mêlées ensemble, sans ordre ou sans régularité. Elle est cependant, ainsi que les pierres qui paraissent former une si grande portion du globe, composée en majeure partie d'un petit nombre de corps qui ont beaucoup de leurs propriétés communes. Ce sont ces corps que les chimistes classèrent autrefois entre eux sous la dénomination de *terres*. Il est bien connu aujourd'hui que toutes ces substances sont en réalité des *oxides métalliques ;* mais le mot *terre* étant depuis si long-temps et si généralement en usage par les chimistes, et par les minéralogistes, il ne serait pas facile d'en proscrire l'emploi. J'ai pensé qu'il convenait mieux de le conserver, quoiqu'il soit évident qu'on ne pourrait donner aucune définition des terres, qui ne s'applique également bien à d'autres oxides métalliques.

On a divisé les terres en deux classes, savoir : les *terres alcalines* et les *terres propres*. Les terres de la première classe ont la propriété de verdir les couleurs bleues végétales, et de neutraliser les acides. Celles de la seconde classe n'ont la faculté de produire ni l'un ni l'autre de ces effets.

Les terres alcalines sont au nombre de quatre, savoir :

La Chaux.
La Barite.
La Strontiane.
La Magnésie.

C'est dans cet ordre que nous allons les décrire.

#### 1. Chaux.

1. La chaux obtenue par la méthode que nous avons déjà exposée *, est une poudre blanche, d'une saveur caustique,

* Voy. vol. I, p. 379.

avant la faculté de changer en vert les couleurs bleues végétales, qui finissent par passer au jaune, lorsqu'elle agit sur elles en dissolution dans l'eau.

2. La chaux est infusible au feu le plus violent de nos fourneaux. Cependant le docteur Clarke est parvenu à la fondre au chalumeau avec un jet de flamme, qui consistait dans un mélange de deux volumes de gaz hydrogène, et d'un volume de gaz oxigène, sortant avec violence de la pointe d'un tube capillaire. Elle est ainsi convertie en un verre limpide et brillant, et la fusion est accompagnée d'une belle flamme d'une teinte améthyste [1]. Fusion de la chaux.

3. Si l'on verse de l'eau sur de la chaux nouvellement fabriquée, elle se gonfle, tombe en morceaux, et se réduit promptement en une poudre très-fine. Il se produit, pendant que ces effets ont lieu, une chaleur assez considérable pour qu'une portion de l'eau se dégage à l'état de vapeur. Cette chaleur suffit pour mettre le feu aux combustibles, si la quantité de chaux éteinte (c'est le nom qu'on donne à la chaux sur laquelle on a opéré ainsi) est assez considérable. C'est de cette manière que des barques chargées de chaux ont quelquefois été consumées. Pelletier a observé que lorsqu'on éteint de grandes quantités de chaux dans un lieu obscur, il y a non-seulement production de chaleur, mais encore émission de lumière [2]. En pesant la chaux éteinte, on trouve qu'elle a augmenté de poids, ce qui est dû à ce qu'une partie de l'eau s'est combinée avec la chaux. On peut lui enlever cette eau par son exposition à une chaleur rouge, et alors elle redevient exactement telle qu'elle était avant son extinction [3]. C'est à cette combinaison de la chaux avec une portion de l'eau employée à l'éteindre, qu'est dû le dégagement de chaleur qui a lieu dans cette opération. Une partie de l'eau en se combinant avec la chaux devient solide, elle abandonne en conséquence son calorique de fluidité, et probablement aussi une très-grande quantité de celui qui existe dans l'eau, lors même qu'elle est à l'état de glace; car, en mêlant ensemble deux parties de chaux et une partie de glace, l'une et l'autre à zéro, de l'échelle centigrade, il y a combinaison rapide, et Extinction de la chaux.

---

[1] Journal of the royal institution. II, 113.
[2] Journ. de Phys. I, 22.
[3] Docteur Black.

élévation de la température du mélange à 100° de la même échelle.

C'est à cette cause aussi qu'est due l'augmentation de température que produit l'extinction de la barite et de la strontiane.

Hydrate de chaux.

Il n'est pas douteux que la chaux éteinte, ou *l'hydrate de chaux*, est un composé de 1 atôme chaux + 1 atôme d'eau, ou en poids de

| | | |
|---|---|---|
| Chaux | 3,625 | 100 |
| Eau | 1,125 | 31,03 |

Dalton[1] a reconnu que la chaux éteinte qu'on a fait sécher à une chaleur ménagée, consistait en

| | |
|---|---|
| Chaux | 100 |
| Eau | 33,3 |

Les résultats des expériences de Lavoisier donnèrent[2] :

| | |
|---|---|
| Chaux | 100 |
| Eau | 28,7 |

Or, le terme moyen de ces deux expériences établit la composition de la chaux à :

| | |
|---|---|
| Chaux | 100 |
| Eau | 31,03 |

Ce qui s'accorde exactement avec le calcul de la théorie.

Gay-Lussac a réussi dernièrement par un procédé très-ingénieux, à faire cristalliser la chaux. Après avoir fait dissoudre de la chaux dans l'eau, il renfermait l'eau de chaux ainsi produite et contenue dans un vase ouvert, sous un récipient de verre, et à côté de ce vase il en plaçait un autre contenant de l'acide sulfurique concentré. Lorsque par l'évaporation de l'eau l'acide, qui l'absorbait, était devenu trop faible, on retirait le vase qui le contenait pour y en substituer un autre avec une nouvelle quantité de cet acide concentré. La chaux se déposait par degrés en petits cristaux transparens, en hexaèdres réguliers, coupés perpendiculairement à leur axe[3].

Dissolubilité dans l'eau.

J'ai reconnu, par mes propres expériences, que la chaux est soluble dans 758 fois son poids d'eau à froid. Suivant

---

[1] New System of chemical Philosophy. I, 87.
[2] Essais de Lavoisier, trad. par Henry, p. 280.
[3] Ann. de Chim. et Phys. I, 134.

M. Dalton, qui a examiné ce sujet avec attention, l'eau froide dissout plus de chaux que l'eau chaude. D'après lui, la solubilité de la chaux et de son hydrate dans de l'eau à des températures différentes est ainsi qu'il suit [1], savoir :

| Une partie d'eau à | Dissout de chaux. | Dissout d'hydrate de chaux. |
|---|---|---|
| 15°,5 centigr. . . | $\frac{1}{778}$ . . . . . | $\frac{1}{386}$ |
| 55° *id.* . . . . | $\frac{1}{972}$ . . . . . | $\frac{1}{729}$ |
| 100° *id.* . . . . | $\frac{1}{1270}$ . . . . . | $\frac{1}{952}$ |

Cette dissolution de la chaux dans l'eau, connue sous le nom d'*eau de chaux*, est limpide, d'une saveur âcre; elle verdit les couleurs bleues végétales. On la fait ordinairement en mettant de la chaux en poudre dans de l'eau pure, et en l'y laissant séjourner pendant quelque temps dans un vaisseau fermé. On décante ensuite la liqueur transparente qui surnage la chaux non dissoute. Lorsque l'eau de chaux est exposée à l'air, il se forme promptement à sa surface une croûte pierreuse de carbonate de chaux. Cette croûte, lorsqu'on la brise, tombe au fond du vaisseau; elle est remplacée à la surface de la liqueur par une croûte nouvelle, et de cette manière, la chaux, en absorbant successivement l'acide carbonique de l'atmosphère, est promptement précipitée en totalité de sa dissolution dans l'eau.

L'odeur qui se fait sentir pendant l'extinction de la chaux, est due à ce qu'une partie de la terre est élevée avec la vapeur de l'eau; et en effet, lorsqu'on expose des couleurs bleues végétales à cette vapeur, elles sont changées en vert.

Différence entre la pierre à chaux et la chaux.

La pierre à chaux et la craie, quoique susceptibles d'être converties en chaux lorsqu'elles ont été *brûlées*, possèdent à peine aucune des propriétés de cette substance active. Elles sont sans saveur, très-peu solubles dans l'eau, et n'ont point d'action sensible sur les substances animales. Or, à quoi peuvent être dues leurs propriétés nouvelles de chaux? Quelle espèce d'altération ont-elles éprouvées par le feu? On savait depuis long-temps que la pierre à chaux perdait une grande partie de son poids, étant brûlée ou *calcinée*. Il était donc naturel de supposer que, dans cette opération, il s'en séparait quelque chose. Vanhelmont et Macquer conclurent des expériences

[1] New System of chemical Philosophy. II, 510.

qu'ils firent successivement l'un et l'autre à ce sujet, que ce *quelque chose*, enlevé à la chaux par la calcination, est de l'*eau pure* qu'elle reprend ensuite dans l'atmosphère par son exposition à l'air. Comme il était difficile d'attribuer à cette perte les propriétés nouvelles de la chaux, et qu'elle devait résulter de quelqu'autre cause, l'opinion de Stahl fut, ainsi que toutes les autres théories chimiques de cet homme étonnant, généralement admise. Stahl supposait que les propriétés nouvelles que la chaux acquérait par sa calcination, sont entièrement dues à une plus grande division de ses molécules par l'action du feu. Boyle s'efforça en effet de prouver que ces propriétés sont dues à la *fixation du feu* dans la chaux. Newton et Hales avaient adopté cette théorie, que Meyer reproduisait en Allemagne, en l'expliquant de manière à attirer l'attention des chimistes les plus distingués, lorsque le docteur Black d'Edimbourg publia, en 1756, ces expériences célèbres qui établissent une époque si brillante dans l'histoire de la chimie.

Découverte par le docteur Black.

Black reconnut le premier que la quantité d'eau séparée de la pierre à chaux pendant sa calcination n'est pas à beaucoup près égale au poids qui lui manque, et il en conclut qu'elle avait dû perdre autre chose que de l'eau; mais en se rappelant que Hales avait prouvé qu'il se dégage une grande quantité d'*air* de la pierre à chaux mise en dissolution dans les acides, il conjectura que ce dégagement pouvait être ce qui se perd pendant la calcination de cette pierre, et pour s'en assurer, il recueillit, au moyen d'un appareil pneumatique, les produits de cette opération. Ce qu'il avait présumé se trouva pleinement vérifié, l'*air* et l'*eau* séparés de la pierre à chaux formaient exactement ensemble la perte de poids que la pierrre à chaux avait éprouvée. La chaux ne doit donc ses propriétés nouvelles qu'à la perte de l'*air* qui s'en est dégagé, et la pierre à chaux ne diffère de la chaux, qu'en ce qu'elle est combinée avec une certaine quantité d'*air*. Black s'assura en effet qu'en restituant à la chaux la même quantité d'*air*, elle se convertissait en pierre à chaux. Cet air existant ainsi dans la chaux, et que par cette raison, Black appela *air fixé*, ayant été examiné depuis par le docteur Priestley et par d'autres savans, il lui trouvèrent des propriétés particulières, et le reconnurent pour être cette espèce de gaz, qui porte actuellement le nom de *gaz acide carbonique*. La chaux est alors

une substance simple, et la pierre à chaux est un composé d'acide carbonique et de chaux. La chaleur en sépare cet acide, et la chaux reste à l'état de pureté.

4. La chaux exposée à l'air en attire par degrés l'humidité. Elle tombe en poussière, après quoi elle se sature promptement d'acide carbonique, et se transforme de nouveau en pierre à chaux, ou chaux non calcinée.

II. De tous les soutiens de combustion, le chlore est le seul qui décompose la chaux. Lorsqu'on fait passer ce gaz sur de la chaux rouge de feu, l'oxigène est dégagé, et le chlore se combine avec le calcium. D'après les expériences de Gay-Lussac, l'iode se combine avec la chaux sans la décomposer, et cette combinaison produit un iodure de chaux. Action des soutiens de combustion.

III. On ne connaît pas bien l'action des combustibles simples sur la chaux.

1. L'hydrogène, le carbone, le bore et le silicium, autant qu'on a pû le reconnaître, n'agissent point sur la chaux.

2. On obtient le phosphure de chaux en opérant ainsi qu'il suit. On met une partie de phosphore au fond d'un tube de verre, fermé à l'une de ses extrémités, et en tenant ce tube dans une position horizontale, on y introduit cinq parties de chaux en petits morceaux, de manière qu'ils se trouvent placés dans le tube à environ 50 millimètres de distance, au-dessus et en avant du phosphore. On met alors le tube dans cette même position, sur des charbons ardens, afin que la chaux qu'il contient puisse ainsi être portée à la chaleur rouge, tandis que le fond du tube où est le phosphore est encore froid. Lorsque la chaux est devenue rouge de feu, on redresse le tube, et on le place verticalement au milieu des charbons, jusqu'à ce que la partie de ce tube qui contient le phosphore soit exposée à une chaleur rouge; le phosphore se volatilise immédiatement, et en passant à travers la chaux échauffée il s'y combine. Pendant que la combinaison a lieu, la masse devient d'un rouge de feu ardent, et il se dégage une grande quantité de gaz hydrogène phosphoré, qui s'enflamme à mesure qu'il a le contact de l'air. Ce procédé curieux fut imaginé par M. Tennant, à qui nous sommes redevables de la découverte des phosphures terreux. Phosphure.

Le phosphure de chaux, d'un brun foncé, est moulé sur la forme du tube dans lequel il a été préparé; il tombe en morceaux à l'air. Il est insoluble dans l'eau; mais il a la propriété

de décomposer ce liquide, et il se dégage du gaz hydrogène phosphoré, qui prend feu dès qu'il arrive à la surface de l'eau.

On n'a point encore fait, jusqu'à présent, l'analyse du phosphure de chaux, mais on ne peut guères douter qu'il ne soit composé de 1 atôme chaux, et 1 atôme phosphore, ou en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Chaux..... | 3,625..... | 100 |
| Phosphore..... | 1,5..... | 41,38 |

Sulfure. 3. Le sulfure de chaux s'obtient en chauffant dans un creuset un mélange de soufre et de chaux pulvérisés. Ce mélange éprouve un commencement de fusion, et forme une masse âcre, rougeâtre, qui est le sulfure de chaux. Ce mélange étant exposé à l'air ou humecté d'eau, sa couleur devient jaune verdâtre, il se produit de l'acide hydro-sulfurique, et le sulfure est transformé en un sulfure hydrogéné, qui exhale une odeur très-fétide de gaz acide hydro-sulfurique. On peut former aussi ce sulfure hydrogéné, en faisant bouillir un mélange de chaux et de soufre, dans environ dix fois son poids d'eau, ou bien en saupoudrant de la chaux vive avec du soufre, et en l'humectant ensuite : la chaleur que produit l'extinction de la chaux suffit pour opérer la combinaison. Le sulfure hydrogéné étant exposé à l'air, il s'imbibe d'oxigène, qui se combine d'abord avec l'hydrogène, ensuite avec le soufre, et convertit le composé en sulfate de chaux [1]. Si l'on conserve dans un vaisseau fermé une dissolution de sulfure hydrogéné de chaux, le soufre se précipite peu-à-peu, et il reste de l'hydro-sulfate de chaux en dissolution.

Le sulfure hydrogéné de chaux a la propriété de dissoudre le charbon à l'aide de la chaleur, et de le retenir en dissolution [2]. Il agit avec beaucoup d'énergie sur les métaux et sur les oxides métalliques.

Le sulfure de chaux n'a pas encore été analysé; mais il est probable que c'est un composé de 1 atôme chaux + 1 atôme soufre, ou, en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Chaux. . . . . | 3,625. . . . . | 100 |
| Soufre. . . . . | 2,000. . . . . | 55,17 |

Action des métaux. 4. La chaux facilite l'oxidation de plusieurs des métaux, et se combine avec un certain nombre des oxides métalli-

[1] Berthollet.
[2] Fourcroy. II, 174.

ques. Ces combinaisons donnent naissance à des sels qui n'ont point encore été examinés jusqu'à-présent, excepté cependant les composés qu'elle forme avec les oxides de mercure et de plomb, qui ont été décrits par Berthollet.

En faisant bouillir du peroxide de mercure avec de l'eau de chaux, il s'en dissout une partie, et cette dissolution donne par évaporation de petits cristaux jaunes transparens[1]. Quelques chimistes ont donné à ce composé le nom de *mercuriate de chaux*. Et leurs oxides.

L'eau de chaux dissout aussi l'oxide rouge de plomb, et mieux encore la litharge. En faisant évaporer cette dissolution dans une cornue, elle donne de très-petits cristaux transparens formant les couleurs du prisme, et aussi peu solubles dans l'eau que la chaux elle-même. Cette dissolution est décomposée par tous les sulfates alcalins et par le gaz acide hydro-sulfurique : les acides sulfurique et hydrochlorique en précipitent le plomb. Ce composé noircit la laine, les ongles, les cheveux et le blanc d'œuf; mais il n'affecte point la couleur de la soie, de la peau, du jaune d'œuf et de l'huile animale. C'est le plomb qui est précipité à l'état d'oxide sur ces substances colorées : car tous les acides peuvent le dissoudre. Le simple mélange de chaux et d'oxide de plomb noircit ces substances, ce qui prouve avec quelle facilité la formation du sel a lieu[2].

IV. Un des usages les plus importans de la chaux est celui qu'on en fait pour la formation du *mortier* qu'on emploie comme ciment dans la bâtisse. Le mortier est un composé de chaux vive et de sable, dont le mélange est mis à l'état de pâte avec de l'eau. Ce composé se durcit en séchant, et il adhère si fortement à la surface des pierres entre lesquelles il doit servir de liaison, que le mur qu'elles forment ne semble consister que dans une seule pierre; mais cet effet n'est que très-imparfaitement produit si le mortier n'est pas bien préparé. Mortier.

La chaux doit être pure, complètement dépouillée d'acide carbonique, et en poudre très-fine. Il faut que le sable soit bien net, que l'argile en ait été entièrement séparée, et qu'il soit en partie à l'état de sable fin, et en partie à l'état de

---

[1] Berthollet, Ann. de Chim. I, 61.
[2] *Ibid.* I, 52.

gravier ; et enfin c'est avec de l'eau pure, et beaucoup mieux encore avec de l'eau préalablement saturée de chaux, qu'il faut faire le mélange de la chaux et du sable. Les meilleures proportions dans l'emploi de ces deux substances sont, d'après les expériences du docteur Higgins, celles de trois parties de sable fin, quatre parties de sable plus gros, une partie de chaux vive nouvellement éteinte, et tout aussi peu d'eau que possible.

La consistance pierreuse que le mortier acquiert est due en partie à ce qu'il absorbe l'acide carbonique; mais elle résulte principalement de la combinaison d'une portion de l'eau avec la chaux. C'est à raison de cette dernière circonstance, qu'en ajoutant au mortier ordinaire un quart de partie de chaux, réduite en poudre sans avoir été éteinte, il acquiert, en séchant, une beaucoup plus grande solidité. Ce moyen, proposé pour la première fois par Loriot [1], ayant été examiné depuis par Morveau [2], ce savant s'assura, par un grand nombre d'expériences, que les proportions les plus convenables, pour en obtenir l'effet le plus avantageux, étaient, savoir :

| | |
|---|---|
| Sable fin. . . . . | 0,3 |
| Ciment de briques bien cuites. | 0,3 |
| Chaux éteinte. . . . . | 0,2 |
| Chaux non éteinte. . . . . | 0,2 |
| | 1,0 |

On peut donner au mortier les mêmes qualités, ainsi que le fit observer La Faye [3], en employant la moindre quantité d'eau possible pour l'extinction de la chaux.

Higgins reconnut qu'en ajoutant au mortier des os calcinés, mais dans une proportion qui n'excède jamais les 0,25 de la chaux employée, on lui donnait de la ténacité, et il devenait moins susceptible de se fendre en séchant.

L'addition d'un peu d'argile au mortier lui fait acquérir la propriété importante de se durcir sous l'eau ; de manière qu'on peut l'employer ainsi avec avantage dans la construction d'édifices exposés à l'action continuelle de l'eau. La pierre à chaux se trouve souvent à l'état de mélange avec l'argile ;

[1] Journ. de Phys. III, 231.
[2] *Ibid.* VI, 311.
[3] *Ibid.* IX, 437.

et dans ce cas, au-lieu de devenir blanche par la calcination, cette opération la rend brune. On emploie ces espèces de pierres à chaux natives pour faire le *mortier d'eau;* mais on peut faire un bon mortier d'eau par un procédé proposé pour la première fois par Morveau. Ce procédé consiste a mêler quatre parties d'argile bleue, et six parties de peroxide de manganèse à quatre-vingt dix parties de pierre à chaux : le tout réduit en poudre. Après avoir fait calciner ce mélange pour en chasser l'acide carbonique, on le pétrit en consistance de pâte molle avec soixante parties de sable, et au moyen d'une suffisante quantité d'eau [1].

Le meilleur mortier pour résister à l'eau est celui qui se fait en mêlant avec la chaux de la pouzzolane, sable volcanique que l'on retire des environs de Naples. Morveau nous apprend qu'on peut substituer à la pouzzolane le *basalte*, qui se trouve assez abondamment en France : avant de l'employer, on le chauffe dans un four à réverbère, puis on le jette rouge dans l'eau; on le pulvérise ensuite, et on le passe au crible pour le réduire à une grosseur convenable [2].

## II. BARITE.

I. La barite, préparée par le procédé que nous avons déjà décrit [3], est une substance poreuse, grisâtre, qui se réduit facilement en poudre. Sa saveur est plus piquante et plus caustique que celle de la chaux : prise à l'intérieur, elle agit comme poison. Elle verdit les couleurs bleues végétales, et elle est plus soluble dans l'eau que la chaux.

1. Exposée à l'air, elle en attire immédiatement l'humidité; et par l'effet de cette absorption, elle se gonfle avec dégagement de calorique, tombe en une poussière blanche, et présente précisément les mêmes phénomènes que la chaux vive qu'on arrose avec de l'eau [4]. La barite ainsi *éteinte* attire par degrés l'acide carbonique; elle perd son âcreté, et son poids a augmenté des 0,22 [5]. On ne peut donc la conserver à l'état de pureté que dans des vaisseaux fermés.

2. En jetant un peu d'eau sur la barite, on en opère l'ex- Action de l'eau.

[1] Ann. de Chim. XXXVII, 259.
[2] *Ibid.* p. 262.
[3] Vol. I, p. 386.
[4] Fourcroy et Vauquelin, Ann. de Chim. XXI, p. 276.
[5] Mém. de l'Institut. II, 59.

tinction d'une manière analogue à celle de la chaux vive; mais elle a lieu plus rapidement et avec dégagement plus abondant de calorique. La masse devient blanche, et se gonfle considérablement. Si l'on ajoute assez d'eau pour que la barite soit complètement délayée, elle cristallise en refroidissant, et prend l'apparence d'une pierre composée de cristaux aiguillés; mais exposée à l'air, elle attire peu-à-peu l'acide carbonique, et finit par tomber en poussière [1].

L'eau peut dissoudre à froid les 0,05 de son poids de barite. Cette dissolution, connue sous le nom d'*eau de barite*, est limpide, sans couleur et d'une saveur âcre; elle verdit d'abord les couleurs bleues végétales, et alors elle les détruit. Exposée à l'air, sa surface se recouvre promptement d'une croûte pierreuse, qui consiste dans la combinaison de la barite avec l'acide carbonique.

L'eau bouillante dissout au-delà de la moitié de son poids de barite. A mesure que la dissolution refroidit, la barite se dépose en cristaux dont la figure et les dimensions varient suivant qu'ils se sont plus ou moins promptement formés. Ceux qui l'ont été le plus régulièrement sont des prismes hexagones applatis, ayant deux côtés larges entre deux étroits, et terminés de chaque côté par une pyramide à quatre faces, qui, dans quelques cas, constitue la partie la plus considérable du cristal. Ces prismes sont larges et distincts lorsque la cristallisation s'est opérée lentement. Mais lorsque cette dissolution de barite dans l'eau est saturée, ils se sont déposés rapidement, et alors ils sont généralement plus déliés et plus petits; alors aussi ces cristaux s'attachent les uns aux autres, de telle manière qu'ils présentent une belle apparence feuilletée, semblable à celle d'une feuille de fougère [2].

Ces cristaux sont transparens et sans couleur, et ils semblent être composés de 53 parties d'eau et de 47 parties de barite. Ils éprouvent, à la chaleur de l'eau bouillante, la *fusion aqueuse*; c'est-à-dire que l'eau qu'ils contiennent devient suffisante pour retenir la barite en dissolution. Une chaleur plus forte en chasse l'eau en partie, mais non en totalité. Lorsqu'ils sont exposés à l'air, ils attirent l'acide carbonique, et y deviennent pulvérulens; ils se dissolvent dans

---

[1] Ann. de Chim. XXI, 278.
[2] Hope, Edimb. Trans. IV, 36.

dix-sept parties et demie d'eau à la température de 16° centigrades, et en toute proportion quelconque, dans l'eau bouillante ; ce qui doit être évidemment ainsi, puisqu'à cette température, leur eau de cristallisation suffit pour les tenir en dissolution [1].

Bucholz et Gehlen avaient observé que les cristaux de barite exposés à la chaleur, se fondent aisément dans leur eau de cristallisation. A mesure que cette eau s'évapore, la barite se réduit en une masse sèche. Cette masse, chauffée au rouge, se fond de nouveau, et coule comme une huile. Mais la barite qu'on retire du nitrate de cette terre est infusible au plus haut degré de chaleur de nos fourneaux [2]. La raison de cette différence est que la barite obtenue des cristaux par la chaleur, est à l'état d'*hydrate*, tandis que celle provenant du nitrate est entièrement privée d'eau. Il paraît, d'après les expériences de Dalton, que l'eau se combine avec la barite, au-moins en trois proportions, et forme ainsi trois hydrates. Hydrates.

| | Barite. | | Eau. |
|---|---|---|---|
| 1.er, composé de.... | 1 atôme | + | 1 atôme |
| 2.e, *idem*..... | 1 *idem*. | + | 5 *idem* |
| 3.e, *id*..... | 1 *id*.... | + | 20 *id*. |

Le premier est formé lorsqu'on soumet la barite cristallisée à une forte chaleur rouge ; le second en réduisant, par la chaleur, les cristaux à l'état d'une poudre sèche ; et le troisième consiste dans la barite cristallisée [3]. Le premier hydrate est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Barite..... | 9,75 ..... | 100 |
| Eau..... | 1,125..... | 11,53 |

Le second hydrate est formé de

| | | |
|---|---|---|
| Barite..... | 9,75 ..... | 100 |
| Eau..... | 5,625..... | 57,69 |

Le troisième hydrate consiste en

| | | |
|---|---|---|
| Barite..... | 9,75..... | 100 |
| Eau..... | 25,50..... | 230,76 |

---

[1] Hope, Edimb. Trans. IV, 36.
[2] Gehlen's Journ. IV, 258.
[3] New System of Chemical Philosophy. II, 524.

Action des soutiens de combustion.

II. 1. Les expériences de Gay-Lussac et Thénard prouvent que la barite peut s'unir avec une dose additionnelle d'oxigène.

2. Lorsqu'on fait passer de la vapeur de chlore sur de la barite chauffée au rouge, l'oxigène de la barite est chassé, et il se forme un chlorure de barium.

3. L'iode se combine avec la barite sans en séparer l'oxigène, et cette combinaison donne naissance à un iodure de barium.

III. 1. L'hydrogène, le carbone, le bore et le silicium sont ceux des combustibles simples qu'on a reconnu jusqu'à présent n'avoir point d'action sur la barite.

Phosphure.

2. On peut former le phosphure de barite en introduisant dans un tube de verre fermé à l'une de ses extrémités, du phosphore et de la barite, et en plaçant ensuite ce tube sur des charbons allumés, en opérant comme pour la préparation du phosphure de chaux. La combinaison des deux substances a lieu très-rapidement. Ce phosphure est d'un brun foncé, très-brillant et très-fusible; il exhale, lorsqu'on l'humecte, l'odeur du gaz hydrogène phosphoré. Jeté dans l'eau, il la décompose par degrés; il y a émission de gaz hydrogène phosphoré, qui prend feu lorsqu'il arrive à la surface de l'eau, et le phosphore est transformé peu-à-peu en acide phosphorique*. Le phosphure de barite n'a pas été analysé; mais il est très-probablement composé de 1 atôme barite + 1 atôme phosphore, ou, en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Barite..... | 9,75..... | 100 |
| Phosphore..... | 1,5..... | 15,78 |

Sulfure.

3. En chauffant ensemble dans un creuset un mélange de barite et de soufre, ce mélange se fond à une chaleur rouge, et il se forme par le refroidissement en une masse d'un jaune rougeâtre, inodore; cette masse est le *sulfure de barite*. L'eau est très-rapidement décomposée par ce sulfure. Il se forme de l'acide hydro-sulfurique, qui, en se combinant avec le sulfure, le transforme en un sulfure hydrogéné. Ce changement a lieu toutes les fois que le sulfure est humecté d'eau, ou même qu'il est exposé à l'atmosphère. Lorsqu'on verse de l'eau bouillante sur du sulfure de barite, il se produit presqu'instantanément une grande quatité d'acide hydrosul-

* Fourcroy. II, 191.

furique qui se combine avec l'eau, et produit la dissolution du sulfure. Cette dissolution laisse déposer, en se refroidissant, un grand nombre de cristaux blancs brillans, quelques fois en aiguilles, d'autres fois en prismes à six pans, ou en lames hexagonales. Ces cristaux, formés d'hydrogène sulfuré, acide hydro-sulfurique, et de barite, ont été appelés par Berthollet, qui le premier a examiné avec soin ces composés, *hydro-sulfures de barite*. Le liquide qui a déposé l'hydrosulfure est jaune, et il tient en dissolution un *sulfure hydrogéné de barite*[1]. On ne peut douter que ce sulfure ne consiste en 1 atôme barite + 1 atôme soufre, ou, en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Barite..... | 9,75..... | 100 |
| Soufre..... | 2,00..... | 20,51 |

4. La barite n'a aucune action sur les métaux; mais elle peut se combiner avec plusieurs des oxides métalliques, et former avec eux des composés qui n'ont pas encore été examinés jusqu'à présent avec beaucoup d'attention. Si l'on ajoute, par exemple, de la barite à une dissolution nitrique d'argent ou de plomb, l'argent est précipité en brun, et le plomb en blanc; mais le précipité se redissout par l'addition d'un excès d'eau de barite[2]. Action des métaux et de leurs oxides.

IV. Nous devons à Bucholz une suite d'expériences qui avaient pour objet de reconnaître l'action de la barite sur les autres corps terreux. Il paraît qu'il n'y a point d'union entre la barite et la chaux. En chauffant dans un creuset un mélange à parties égales de ces deux terres, on obtient une masse qui a quelque cohésion, mais qui se dissout dans l'eau[3]. Les phénomènes sont à-peu-près les mêmes, lorsqu'on chauffe ensemble la barite et la magnésie; en traitant avec l'eau la masse qui en résulte, la barite est dissoute, mais elle prend davantage de la magnésie[4].

### III. STRONTIANE.

I. La strontiane, préparée par le procédé que nous avons

---

[1] Berthollet, Ann. de Chim. XXV, 233 *.
[2] Fourcroy et Vauquelin, Mém. de l'Institut. II, 61.
[3] Bucholz's Beitrage. III, 59.
[4] *Ibid.* III, p. 56.

* Depuis qu'on a substitué la dénomination d'acide hydrosulfurique à celle d'hydrogène sulfuré, les combinaisons de ce dernier corps avec les bases, que Berthollet distingua par le nom d'hydrosulfures, sont des hydrosulfates; et les combinaisons du soufre et de l'hydrogène sulfuré avec une base, que ce savant appela sulfures hydrogénés, ont conservé ce même nom. (*Note du Traducteur.*)

décrit [1], est en masse poreuse d'un blanc grisâtre, avec saveur caustique ; elle verdit les couleurs bleues végétales.

Action de l'eau.

Lorsqu'on jette de l'eau sur la strontiane, elle s'éteint, s'échauffe et tombe en poussière exactement comme la barite; mais elle est moins soluble dans l'eau que cette terre. Cent soixante-deux parties d'eau, à la température de 16° centigrades, peuvent à peine dissoudre une partie de strontiane. La dissolution, connue sous le nom d'*eau de strontiane*, est claire et transparente ; elle verdit les couleurs bleues végétales. La strontiane se dissout en beaucoup plus grande proportion dans l'eau chaude ; et par le refroidissement, cette dissolution dépose des cristaux transparens et sans couleur. Ces cristaux sont des lames minces quadrangulaires, et généralement des parallélogrammes, dont le plus grand est d'environ 6 millimètres de long : quelquefois leurs bords sont unis; mais ils consistent plus souvent en deux facettes, qui forment, en se rencontrant ensemble, un angle en chevron brisé. Ces cristaux en général sont adhérens entre eux, de manière à former des espèces de tables minces de 25 millimètres ou plus de longueur sur 12 à 13 millimètres de largeur. Quelquefois aussi, ils affectent la forme cubique. Ces cristaux contiennent environ 0,68 d'eau ; ils sont solubles dans 51,4 parties d'eau à la température de 16° centigrades, et l'eau bouillante en prend à-peu-près la moitié de son poids; à l'air ils perdent leur eau de cristallisation, ils attirent l'acide carbonique, et tombent en poussière [2] : leur pesanteur spécifique est 1,46 [3].

Il paraît, d'après les expériences de Bucholz, que la strontiane obtenue de ces cristaux, a la propriété de fuser à une chaleur rouge, ce qui n'a pas lieu pour la strontiane retirée du nitrate [4] ; d'où il suit évidemment que la strontiane provenant des cristaux est un *hydrate de strontiane*. Il est très-probablement formé de 1 atôme strontiane + 1 atôme eau, ou, en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Strontiane. . . . . | 6,500 . . . . . | 100 |
| Eau . . . . . | 1,125. . . . . | 17,3 |

[1] *Voyez* Vol. I, p. 394.
[2] Hope, Edim. Trans. IV, 44.
[3] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 11.
[4] Gehlen's Jour. fur de Chemie, Physik und Mineralogie. IV, 664.

Suivant l'analyse du docteur Hope, les cristaux de strontiane paraissent être composés de 1 atôme strontiane + 12 atômes eau, ou, en poids de

| | | |
|---|---|---|
| Strontiane..... | 6,5..... | 100 |
| Eau..... | 13,5..... | 207,69 |

Teint la flamme en rouge.

La strontiane a la propriété, que lui reconnut pour la première fois le docteur Ash en 1787, de donner à la flamme une belle couleur rouge ou plutôt pourpre. On en fait l'expérience en mettant un peu de nitrate de strontiane dans la mèche d'une bougie allumée [1], ou en enflammant de l'alcool qui tient de l'hydrochlorate de strontiane en dissolution; dans l'un et l'autre cas, la flamme est d'un pourpre vif. Sous ce rapport, la strontiane diffère de la barite qui, essayée de la même manière, donne à la flamme une teinte jaune bleuâtre [2].

II. L'oxigène ne paraît pas avoir d'action sur la strontiane. Le chlore la décompose à une chaleur rouge, et forme avec cette terre un chlorure de strontium. L'iode s'y combine, et il en résulte un iodure de strontium.

III. 1. Parmi les combustibles simples, l'hydrogène, le carbone et le silicium n'ont point d'action, qui ait été jusqu'à présent reconnue, sur la strontiane.

2. On peut préparer le phosphure de strontiane de la même manière que le phosphure de barite : ses propriétés sont semblables.

Sulfure.

3. On fait le sulfure de strontiane en fondant ensemble les deux substances dans un creuset. Ce sulfure se dissout dans l'eau au moyen de l'acide hydrosulfurique, qui se forme et qui se dégage; en évaporant la dissolution, on obtient de l'hydrosulfate de strontiane en cristaux, et il reste en dissolution du sulfure hydrogéné. Ces trois composés ressemblent tellement aux sulfure, hydrosulfate et sulfure hydrogéné de barite, qu'il est inutile d'en présenter ici une description particulière.

4. La strontiane n'agit point sur les métaux; mais elle forme avec plusieurs de leurs oxides des composés qui n'ont point encore été jusqu'à présent examinés.

IV. 1. La barite et la strontiane ont, dans leurs propriétés,

---

[1] Vauquelin, Journ. des Mines, an VI, 10.
[2] Pelletier, Ann. de Chim. XXI, 137.

un rapport aussi intime que celui qui existe entre la potasse et la soude : c'est par cette raison, qu'ainsi que ces deux alcalis, on les confondit ensemble pendant quelque temps ; c'est dans leur combinaison avec les acides, que les différences qu'on remarque entre ces deux terres sont les plus frappantes.

### IV. MAGNÉSIE.

La magnésie, préparée ainsi que nous l'avons déjà indiqué*, est une poudre blanche élastique, douce au toucher, inodore et sans saveur sensible. Elle est insoluble dans l'eau, mais elle verdit les couleurs bleues végétales.

Propriétés. La magnésie ne se fond point à la chaleur la plus forte que nous puissions produire; mais M. Darcet a observé qu'à une très-haute température, elle devenait en quelque sorte agglutinée. Lorsqu'après l'avoir formée en tablettes, en la pétrissant avec de l'eau, on l'expose à une chaleur violente, l'eau en est chassée par degrés, et la magnésie se contracte dans ses dimensions; elle acquiert en même-temps, ainsi que l'annonce M. Tingry, la propriété de luire dans l'obscurité, lorsqu'on la frotte sur une plaque de fer chaude. Le docteur Clarke parvint avec beaucoup de difficulté à en opérer la fusion en un émail blanc, à l'aide d'un courant de gaz oxigène et hydrogène.

2. La magnésie, quoiqu'insoluble dans l'eau, forme un hydrate sec, qui est composé de 1 atôme magnésie + 1 atôme eau, ou, en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Magnésie..... | 2,5..... | 100 |
| Eau..... | 1,125..... | 45 |

Cependant on n'a jamais obtenu la magnésie cristallisée.

Lorsqu'on l'expose à l'air, elle attire, quoiqu'insensiblement, l'acide carbonique et l'humidité. Butini laissa pendant deux ans de la magnésie dans une capsule de porcelaine recouverte seulement d'une feuille de papier ; au bout de ce temps, elle n'avait augmenté en poids que d'environ 0,007.

Action des soutiens de combustion. II. Parmi les soutiens simples de combustion, l'oxigène n'a aucune action sur la magnésie. Le chlore la décompose à une chaleur rouge, et il se produit un chlorure de magné-

* *Voyez* Vol. I, p. 399.

sium. L'iode s'y combine, et il en résulte un iodure de magnésium.

III. De toutes les substances combustibles simples, le soufre est la seule avec laquelle la magnésie puisse s'unir. On n'est point encore parvenu à former le phosphure de magnésie; et sous ce rapport, la magnésie diffère des trois autres terres alcalines. Des combustibles simples.

On peut former le sulfure de magnésie en chauffant doucement dans un creuset un mélange de deux parties de magnésie et d'une partie de soufre. On obtient ainsi une poudre jaune, légèrement agglutinée, qui, mise dans l'eau, produit un très-léger dégagement de gaz acide hydrosulfurique. Une chaleur médiocre suffit pour en chasser le soufre [1].

La magnésie n'agit point sur les métaux, et jusqu'à présent, on n'a pas reconnu qu'elle fût capable de se combiner avec les oxides métalliques, à moins qu'il n'y ait présence d'une substance intermédiaire. Métaux.

IV. Kirwan a fait voir qu'il n'y a qu'une affinité très-faible entre la strontiane et la magnésie. Ces terres, mêlées ensemble, ne se fondent point à une forte chaleur, au-moins lorsque la strontiane excède ou égale en quantité la magnésie [2]. Union avec la chaux et la strontiane.

Lavoisier soumit à l'action d'une très-forte chaleur un mélange à parties égales de chaux et de magnésie, et il ne put en opérer la fusion. Il en fut de même d'un mélange semblable qu'exposa Kirwan à une température de 150 degrés de Wedgewood. Ce savant a formé, d'après ses propres expériences, la table qui suit de l'effet de la chaleur sur ces deux terres mêlées en différentes proportions.

| Proportions. | Chaleur. Wedgewood. | Effet. |
|---|---|---|
| 80 Chaux. 20 Magnésie. | ..150°.. | Le mélange passa à travers le creuset. |
| 75 Chaux. 25 Magnésie. | ..160... | Le mélange passa à travers le creuset. |
| 66 Chaux. 33 Magnésie. | ..... | Passa à travers le creuset. |

[1] Fourcroy. II, 163.
[2] Irish Trans. V, 246, 217.

| Proportions. | Chaleur. Wedgewood. | Effet. |
|---|---|---|
| 20 Chaux. 80 Magnésie. | ..165... | Ne fondit point. |
| 33 Chaux. 66 Magnésie. | ..138... | Ne fondit point. |
| 30 Chaux. 10 Magnésie. | ..156... | Fondit en un beau verre, jaune verdâtre; mais le creuset était corrodé de toutes parts. |

La magnésie n'est d'usage qu'en médecine; on l'administre intérieurement pour diminuer l'acidité dans l'estomac.

---

## SECTION IV.

### *Des Terres propres, ou Terres pures.*

Les terres propres ou terres pures, se distinguent des terres alcalines en ce qu'elles sont insolubles dans l'eau, et qu'elles ne produisent aucune altération dans les couleurs bleues végétales. On comptait autrefois cinq terres de cette nature; mais il a été reconnu que la *silice*, qu'on avait classée parmi ces terres, jouissait des propriétés *acides*. Nous la séparerons, en conséquence, des autres pour en traiter particulièrement dans le chapitre suivant. Les terres propres se réduisent donc alors au nombre de quatre, savoir :

L'yttria,
La glucine,
L'alumine,
La zircone.

C'est dans cet ordre que nous allons les décrire.

### I. Yttria.

Propriétés. L'yttria, retirée, par le procédé que nous avons exposé, du minéral qui la contient *, est une poudre blanche sans saveur, insoluble dans l'eau, dans l'alcool et les alcalis caustiques.

Les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique et

---

* *Voyez* Vol. I, p. 405.

acétique, dissolvent cette terre, avec laquelle ces acides forment des sels cristallisables d'une saveur sucrée astringente, solubles dans l'eau, et verdissant les couleurs bleues végétales.

Les acides phosphorique, carbonique, oxalique, tartarique et citrique, en dissolvant l'yttria, donnent naissance à des sels insolubles qui n'ont aucune action sur les couleurs bleues végétales.

L'yttria peut être précipitée de tous ses sels solubles, par le phosphate de soude, le carbonate de soude, l'oxalate d'ammoniaque et le tartrate de potasse.

L'hydrocyanate de potasse précipite également l'yttria. Le carbonate d'yttria perd trente-deux pour cent à la calcination. Hydrocyanate.

L'yttria est précipitée par les alcalis et les terres alcalines; mais elle précipite la glucine, l'alumine et la zircone [1].

## II. Glucine.

La glucine, extraite du béril, ainsi que nous l'avons indiqué [2], est une poudre blanche très-légère, sans saveur et sans odeur. Elle est insoluble dans l'eau et dans l'alcool, mais elle se dissout dans les alcalis caustiques; elle se dissout également dans le carbonate d'ammoniaque, c'est un rapport qu'elle a avec l'yttria; mais cette faculté de dissolubilité dans le carbonate d'ammoniaque, est cinq fois plus grande dans la glucine que dans l'yttria. Propriétés.

L'oxalate d'ammoniaque et le tartrate de potasse ne séparent point la glucine de ses dissolutions; mais l'infusion de noix de galles la précipite en jaune, et la couleur de ce précipité passe au poupre, s'il y a présence de fer. L'hydrocyanate de potasse donne lieu à un précipité blanc qui prend une teinte bleuâtre par la présence du fer.

L'acétate de glucine est d'une saveur sucrée et astringente; il rougit les couleurs bleues végétales, et ne cristallise point; mais il forme une masse gommeuse en plaques minces transparentes, qui se dissolvent dans l'eau.

Le sulfate de glucine ne cristallise ni ne forme d'alun.

---

[1] Vauquelin, Ann. du Muséum d'Hist. nat. XV, 9.
[2] *Voyez* Vol. I, p. 407.

Il produit un sulfate en flocons, et il reste un sursulfate en dissolution.

Le carbonate de glucine chauffé au rouge, perd la moitié de son poids [1].

### III. Alumine.

Propriétés.

I. L'alumine, obtenue par le procédé qui a été décrit [2], est une poudre fine, blanche, sans saveur et sans odeur, mais adhérant fortement à la langue. Elle est insoluble dans l'eau et dans l'alcool; mais elle se dissout facilement dans les alcalis caustiques, et un peu dans l'ammoniaque, même dans le carbonate d'ammoniaque. L'acide sulfurique dissout lentement l'alumine à l'aide de la chaleur. La dissolution est sans couleur; en y ajoutant du sulfate de potasse, il s'y forme peu-à-peu des cristaux octaèdres d'alun.

L'hydrocyanate de potasse ne précipite point l'alumine de sa dissolution, mais l'infusion de noix de galles y produit un précipité blanc, que redissout l'acide nitrique.

L'alumine étant chauffée, diminue de volume en raison du degré de chaleur auquel on la soumet. Cette contraction semble être due, dans les basses températures, à la perte de son humidité; mais elle doit résulter, dans les températures plus élevées, d'une combinaison plus intime des molécules terreuses entre elles; car après avoir été exposée à la chaleur de 130° de Wedgewood, elle ne perd pas sensiblement de son poids, à quelque température plus élevée qu'elle soit ensuite soumise [3].

Pyromètre de Wedgewood.

Wedgewood trouva le moyen de tirer utilement parti de cette propriété de l'alumine pour construire un instrument propre à apprécier les degrés de chaleur dans les hautes températures. Cet instrument consiste dans des morceaux d'argile d'une dimension déterminée et dans un appareil propre à mesurer avec précision leur volume. Après avoir mis au feu un de ces morceaux d'argile, on estime la température à laquelle il a été exposé par la contraction qu'il a éprouvée [4]. On mesure le retrait ou la diminution du volume du morceau d'argile au moyen de deux règles de cuivre fixées sur

---

[1] Vauquelin, Ann. du Mus. d'Hist. nat. XV, 9.
[2] *Voyez* Vol. I, p. 410.
[3] Journ. de Phys. LII, 287.
[4] Phil. Trans, LXII et LXIV.

une planche de ce métal. La distance entre les deux règles est de 13 millimètres à l'une des extrémités, et seulement de 7,6 millimètres à l'autre. Les règles sont divisées sur leur longueur, qui est de 61 centimètres, en 240 parties égales qu'on appelle degrés. Ces degrés commencent à celles des extrémités de l'échelle où l'écartement des règles est le plus grand. Le premier de ces degrés indique une chaleur rouge ou 508° centigrades. Les morceaux d'argile sont de petits cylindres qu'on a fait cuire à une chaleur rouge, dont la dimension est telle qu'ils s'adaptent exactement à 10 de l'échelle; ces petits cylindres ne sont pas formés d'alumine pure, mais d'une argile blanche fine.

Malheureusement le retrait que prennent ces cylindres n'est pas toujours proportionnel au degré de chaleur auquel on les expose, et ils ne se rapportent pas non plus exactement entre eux. Quoi qu'il en soit, l'instrument n'en est pas moins d'une grande utilité, et il a avantageusement contribué à étendre nos connaissances.

L'alumine exposée à une chaleur violente, telle que celle produite en dirigeant un courant de gaz oxigène sur un charbon allumé, éprouve un commencement de fusion et se convertit en un émail blanc demi-transparent et excessivement dur [1]. En considérant l'évaluation de Saussure comme méritant quelque confiance, il faut, pour produire cet effet, une température de 1575° de Wedgewood [2].

Quoique l'alumine soit insoluble dans l'eau, cependant elle a une grande affinité pour ce liquide; car en la précipitant de sa dissolution dans les acides, on l'obtient toujours à l'état d'*hydrate*. Les expériences de Saussure donnent lieu de soupçonner que cet hydrate est un composé de 1 atôme alumine + 2 atômes eau, ou qu'il consiste, en poids, dans

| | | |
|---|---|---|
| Alumine..... | 2,125..... | 100 |
| Eau..... | 2,25 ..... | 105,88 |

Cette combinaison d'alumine et d'eau peut même, dans son état ordinaire de sécheresse, absorber deux fois et demie son poids d'eau, sans en laisser écouler une seule goutte; elle retient cette eau avec plus de force qu'aucune des autres terres.

---

[1] Morveau, Journal de l'Ecole polytechnique. I, III, 299.
[2] Journ. de Phys. 1794.

Elle en abandonne davantage, et se contracte aussi beaucoup plus qu'aucune des autres terres, en se congelant, circonstance qui peut être de quelqu'importance en agriculture*.

On trouve dans la nature un minéral cristallisé, appelé *wavellite*, qui paraît être un composé d'alumine et d'eau. D'après les expériences de Davy et de Grégor, cet hydrate pourrait être considéré comme consistant en 2 atômes alumine + 1 atôme eau, ou, en poids, dans

| | | | |
|---|---|---|---|
| Alumine..... | 2,125 × 2 | ..... | 100 |
| Eau..... | 1,125 | ..... | 26,47 |

II. On n'a pas recherché quelle pouvait être l'action des soutiens simples sur l'alumine.

Action des combustibles.

III. Il n'est aussi aucune combinaison connue des combustibles simples avec l'alumine. Mais cette terre a une très-grande affinité pour des oxides métalliques, spécialement pour ceux de ces oxides au maximum d'oxigène. Il existe quelques-uns de ces composés dans la nature; ainsi on y trouve souvent la combinaison de l'alumine avec l'oxide rouge de fer, sous la forme d'une poudre jaune, dont on fait usage dans la peinture, sous le nom d'*ochre*.

Alcalis.

IV. Il existe une grande affinité entre l'alumine et les alcalis fixes. En chauffant un mélange de ces substances, elles se combinent et forment une masse peu compacte, dépourvue de toute transparence. L'alcali fixe liquide dissout l'alumine à l'aide de la chaleur, et il la retient en dissolution. L'alumine est précipitée sans altération en versant un acide dans la dissolution. C'est le moyen qu'employent les chimistes pour se procurer l'alumine à l'état de pureté parfaite; car à moins que l'alumine n'ait été dissoute par un alcali, elle contient presque toujours un peu d'oxide de fer et quelqu'acide qui en altèrent les propriétés.

Barite et strontiane.

La barite et la strontiane se combinent aussi avec l'alumine, soit par la voie sèche, en chauffant l'une et l'antre de ces terres dans un creuset, soit par la voie humide, en les faisant bouillir ensemble dans l'eau. On a, dans le premier cas, une masse verdâtre ou bleuâtre, ayant peu de cohérence, et dans le second cas, ou par la voie humide, il se forme deux composés, dont l'un avec excès d'alumine, reste à l'état

* Kirwan's Miner. 1, 9.

d'une poudre insoluble, et dont l'autre, avec excès de barite ou de strontiane, est tenu en dissolution dans l'eau [1].

L'alumine entre promptement en fusion avec la chaux, à raison de la grande affinité qu'elle a pour cette terre. On a présenté, dans la table qui suit, l'effet de la chaleur sur des mélanges variés de chaux et d'alumine [2]. Chaux.

| *Proportions.* | *Chaleur.* | *Effet.* |
|---|---|---|
| 75 Chaux .... 25 Alumine... | 150° | Wedgewood point de fusion. |
| 66 Chaux .... 33 Alumine .. | 150 | .... *id* ... restait une poudre. |
| 33 Chaux .... 66 Alumine .. | [3] | ..... fusion. |
| 25 Chaux .... 75 Alumine .. | [3] | ..... fusion. |
| 20 Chaux .... 80 Alumine .. | [3] | ..... fusion. |

La magnésie et l'alumine n'exercent aucune action entre elles, lors même qu'on les soumet à une chaleur de 150° de Wedgewood. Magnésie.

Il paraît d'après les expériences de Achard, 1.° qu'aucun mélange de chaux, de magnésie et d'alumine dans lequel la chaux prédomine n'est susceptible de se vitrifier, si ce n'est lorsque ce mélange consiste dans à-peu-près trois parties de chaux, deux parties de magnésie, et une partie d'alumine; 2.° qu'aucun mélange dans lequel la magnésie entre en plus grande proportion ne peut fondre à une chaleur au-dessous de 166° de Wedgewood; 3.° enfin, que les mélanges contenant l'alumine en plus grande proportion, sont généralement fusibles, ainsi qu'on le voit dans la table ci-dessous [4].

| | |
|---|---|
| 3 Alumine ..... 2 Chaux ..... 1 Magnésie ..... | ..... Porcelaine. |

[1] Vauquelin, Ann. de Chim. XXIX, 270; et Bucholz's Beitrage III, 58.

[2] Kirwan. I, 65.

[3] Ces trois expériences furent faites par Ehrman : la chaleur était celle d'un courant de gaz oxigène dirigé sur un charbon enflammé, et la plus intense qu'il ait été jusqu'à-présent possible de produire.

[4] Kirwan's Miner. I, 57.

| | |
|---|---|
| 3 Alumine<br>1 Chaux<br>2 Magnésie | Porcelaine. |
| 3 Alumine<br>1 Chaux<br>3 Magnésie | Porcelaine poreuse. |
| 3 Alumine<br>2 Chaux<br>3 Magnésie | Porcelaine poreuse. |
| 3 Alumine<br>2 Chaux<br>2 Magnésie | Porcelaine. |

L'alumine est la plus importante de toutes les terres, et la plus utile aux hommes. Elle forme la base de la porcelaine et de toutes les espèces de poteries, ainsi que des creusets et des pots qu'on emploie dans les manufactures, dont les opérations exigent une forte chaleur. Elle est absolument nécessaire au teinturier et à l'imprimeur en toile de coton. On s'en sert aussi avec le plus grand avantage pour fouler et dégraisser les draps.

## IV. Zircone.

Propriétés.

La zircone, préparée ainsi que nous l'avons précédemment indiqué *, est une poudre blanche, rude au toucher, n'ayant ni odeur ni saveur, et insoluble dans l'eau, l'alcool et les alcalins fixes; mais elle se dissout dans la dissolution des carbonates alcalins.

Les sels de zircone ont une saveur astringente. Les nitrate et acetate de cette terre ne cristallisent pas, mais ils forment une matière d'apparence gommeuse. L'hydrochlorate de zircone s'obtient en cristaux, et il est très-soluble. Les sulfate et carbonate de zircone ne se dissolvent point dans l'eau.

La zircone est précipitée de ses dissolutions par l'hydrocyanate de potasse, l'acide gallique et l'infusion de noix de galles.

La zircone se rencontrant rarement dans la nature, elle n'a pu être soumise à des recherches aussi étendues qu'aucun des autres corps terreux.

---

* *Voy.* Vol. I, p. 413.

## SECTION V.

### *Des Oxides métalliques.*

Ces oxides sont ceux des trois dernières familles dans le second genre des combustibles simples. Leur nombre s'élève à 18 métaux, dont quatre, savoir : le zinc, le bismuth, l'argent et le palladium ne forment qu'un seul oxide, et tout le reste ou les 14 autres sembleraient susceptibles de produire chacun deux oxides. Dans le fer, le manganèse, le plomb et le rhodium, les deuxoxides se combinent, et il en résulte des composés particuliers qu'on pourrait considérer comme oxides intermédiaires, si ce n'était qu'au-lieu de pouvoir s'unir aux acides, ils sont au contraire séparés par ces liquides, en protoxides et peroxides. Dans le fer, le nickel, le cobalt, le manganèse, le cérium, l'urane et le plomb, ce sont les protoxides qui jouissent au plus haut degré des propriétés alcalines, ou, en d'autres termes, qui ont le plus de tendance à s'unir avec les acides et à les neutraliser. Cette tendance à la neutralisation des acides est plus grande dans les peroxides de cuivre, d'or, et probablement aussi de platine, que dans les protoxides de ces métaux. Les acides sont également neutralisés par les protoxide et peroxide de mercure et de rhodium. L'iridium n'a pas été suffisamment examiné pour nous mettre en état de déterminer ses oxides ou de nous faire connaître ceux dont le pouvoir neutralisant est le plus fort. Ce pouvoir est très-peu énergique dans les oxides d''étain, qui sont à peine capables de se combiner avec les corps alcalins; de sorte que ces oxides établissent pour ainsi dire la limite entre les corps acides et alcalins.

Aucun des oxides métalliques appartenant à cette section, n'a la propriété de verdir les couleurs bleues végétales, ce qui semble résulter de ce qu'ils sont insolubles dans l'eau; car plusieurs d'entre eux peuvent neutraliser les acides aussi complètement que les alcalis fixes eux-mêmes. C'est ce qui a lieu à l'égard de l'oxide d'argent, du protoxide de plomb, de l'oxide de zinc et du protoxide de manganèse. Les protoxides de fer, de nickel, de cobalt jouissent aussi de cette faculté, ainsi que le peroxide de cuivre, quoique peut-être dans un degré inférieur. Le pouvoir neutralisant est plus faible Nature.

dans l'oxide de bismuth que dans le peroxide de cuivre. Je ne connais pas assez les différens degrés d'énergie de cette faculté de neutralisation, dans les protoxides de cérium, d'urane, dans les peroxides d'or et de platine, pour pouvoir leur assigner leur véritable place. Cette faculté, dans le protoxide, de cérium est considérable, et probablement elle n'est pas inférieure à celle du protoxide de fer. Les oxides de mercure jouissent l'un et l'autre des pouvoirs neutralisans, à un très-haut degré.

J'ai déja décrit les propriétés de ces oxides, et présenté un tableau de leur composition, lorsque j'ai traité des métaux eux-mêmes d'où on les obtient. Il faut employer ces oxides a l'état d'hydrates, lorsqu'on veut les dissoudre dans les acides. Ils perdent, en grande partie, leur propriété de dissolubilité par leur exposition à une chaleur rouge, ce qui est dû sans doute à ce que la cohésion de leurs molécules est considérablement augmentée.

---

## CHAPITRE III.

### *Des Acides.*

La signification du mot *acide*, originairement synonyme de ceux aigre, *sur*, n'avait été d'abord appliquée qu'aux corps seulement dans lesquels on reconnaissait cette saveur. Les chimistes l'ont successivement étendue depuis, et c'est par ce terme qu'on désigne aujourd'hui toutes les substances qui possèdent les propriétés suivantes.

Propriétés.

1. De produire, lorsqu'on les applique sur la langue, la sensation qu'on appelle *aigre* ou *acide;*

2. De changer en rouge les couleurs bleues végétales. On se sert généralement, à cet effet, de l'infusion du tournesol et de sirop de violettes ou de raves, et l'on donne à ces liqueurs le nom de *réactifs*. Si ces couleurs ont déjà été rendues *vertes* par des alcalis, les acides les font reparaître et les restituent;

3. De s'unir à l'eau en presque toute proportion;

4. De se combiner avec les alcalis, les terres, et la plupart des oxides métalliques, et de former par ces combinaisons les composés qu'on appelle *sels*.

Il est à remarquer, cependant, que chaque acide n'a pas toutes ces propriétés; mais ils en possèdent tous un assez grand nombre pour les rendre faciles à distinguer d'autres substances; et c'est l'unique objet de la définition artificielle qu'on en donne.

Les acides forment la classe de corps la plus importante en chimie. Ce fut en effet à l'aide des acides, par l'étude de leurs propriétés, et en s'en servant comme un moyen d'examen des autres corps, que les hommes de génie parvinrent à poser les fondemens de cette science, et à la faire progressivement arriver à son état actuel. La nature et la composition des acides devinrent donc pour tous ceux qui la cultivaient un point très-important de discussion, et ils attirèrent l'attention des savans qui ont le plus contribué à son avancement.

Opinion concernant l'acide principe.

Paracelse crut qu'il n'y avait dans la nature qu'un seul acide principe qui communiquait de la saveur et de la solubilité aux corps dans lesquels il était combiné. Beccher adopta cette opinion, et y ajouta que cet acide principe était un composé de terre et d'eau, qu'il considérait l'une et l'autre comme élémens. Stahl admit la théorie de Beccher, et s'efforça de démontrer que son acide principe est l'acide sulfurique, dont, suivant lui, tous les autres acides ne sont que des composés; mais ses preuves n'étaient que des conjectures, ou des expériences vagues, dont on ne pouvait rien déduire. Néanmoins, son opinion, comme toutes celles qu'il émit en chimie, continua pendant long-temps d'avoir des partisans, et Macquer lui-même se rangea du nombre de ceux qui la soutenaient. A la fin, on commença à s'apercevoir qu'elle présentait quelques incertitudes, et bientôt après, Bergman et Schéele, qui s'étaient ouvertement déclarés contre cette théorie, en démontrèrent la fausseté dans l'une et l'autre des hypothèses d'après lesquelles elle était établie, en prouvant, ainsi que cela résultait aussi des expériences de Lavoisier, que l'acide sulfurique n'existe pas dans les autres acides, et qu'il n'est pas composé d'eau et de terre, mais bien de soufre et d'oxigène.

Cependant l'opinion que l'acidité était due à quelque principe commun à tous les sels, ne fut pas abandonnée. Wallerius, Meyer, et Sage avancèrent successivement diverses théories relativement à la nature de ce principe; mais comme

elles étaient beaucoup moins fondées sur des preuves directes que sur des conjectures et l'analogie, elles firent peu de prosélytes. Enfin, Lavoisier prouva par un grand nombre d'expériences aussi exactes qu'intéressantes, que beaucoup de substances combustibles forment des acides par leur union avec l'oxigène; qu'un grand nombre d'acides contiennent l'oxigène, et qu'ils perdent leurs propriétés acides lorsque ce principe en est séparé. Il en tira donc la conclusion que le principe acidifiant est l'oxigène, que les acides ne sont autre chose qu'une combinaison des substances combustibles avec l'oxigène, et qu'ils ne diffèrent entre eux que par la nature de la base combustible.

Supposé l'oxigène.

Cette opinion, comme la plupart de celles émises par Lavoisier, fut généralement reçue par les chimistes. Quelques-uns cependant refusèrent de l'admettre, prétendant qu'il n'existe pas de substance telle qu'un principe acidifiant, mais que la nature d'un composé dépend de la manière dont ses principes constituans sont unis ensemble. Cette dernière opinion fut celle que soutint constamment Berthollet, et l'autorité de son nom, qui était, à juste titre, d'un grand poids, suffit pour qu'on hésitât à adopter trop facilement l'hypothèse de Lavoisier, ou que l'ayant adoptée, on y persévérât avec trop d'opiniâtreté, ce qui autrement, n'aurait pas manqué d'avoir lieu.

Mais par erreur.

Les expériences importantes de Gay-Lussac et Thénard, sur le chlore; les vues nouvelles qui en ont été déduites par Humprhy Davy sur la nature de l'acide hydrochlorique; la découverte subséquente des acides hydriodique et hydrocyanique, ont apporté dans ce que nous connaissions des acides, un changement tel qu'il ne peut rester actuellement qu'un très-petit nombre de partisans de l'hypothèse de Lavoisier, et l'opinion de Berthollet, relativement à la nature de l'acidité, s'annonce comme devant être la seule véritable.

Tous les acides actuellement connus, à l'exception de deux, l'acide hydrosulfurique et l'hydrogène telluré, contiennent un soutien de combustion; et ce soutien de combustion est dans le plus grand nombre de ces acides connus, l'oxigène. Ainsi donc tous les acides, excepté les deux ci-dessus désignés, sont des combinaisons de soutiens de combustion et de combustibles; mais il est quelques-unes de ces

combinaisons qui ne contiennent qu'un seul combustible, pouvant être considéré comme la base; tandis que d'autres sont formées de deux et même de trois combustibles, unis à un soutien de combustion. On ne s'est pas assuré si ces derniers consistent dans un composé de base combustible uni à un soutien de combustion, de sorte qu'à leur égard nous ne pouvons pas dire s'ils possèdent un principe acidifiant quelconque.

Je décrirai dans ce chapitre tous les acides connus, qui consistent dans l'oxigène uni à un combustible, ou à des combustibles, en distinguant les uns des autres ces deux suites d'acides. La seconde suite dérive entièrement des substances végétales et animales, et elle se compose d'acides qui sont susceptibles d'éprouver la combustion, que le feu détruit, comme cela a lieu pour toute substance organique, soit végétale, soit animale; ceux de la première série au contraire sont incombustibles, et peuvent être exposés à une chaleur très-forte sans éprouver de décomposition. Division.

Je ferai donc, des acides contenant l'oxigène, *deux genres*. Le premier consistera dans les acides formés par la combinaison de l'oxigène avec un seul combustible, et le second comprendra les acides produits par l'union de l'oxigène avec deux, ou un plus grand nombre de combustibles.

### Genre 1. Acides a simple base.

Tous les combustibles simples acidifiables, l'hydrogène et le tellure exceptés, peuvent former des acides avec l'oxigène. Le troisième genre de combustibles produit également en totalité, à l'exception du titane, des acides avec l'oxigène. Les acides appartenant à ce genre, en y comprenant ceux d'azote, sont au nombre de vingt, savoir:

| | Bases. |
|---|---|
| Acide nitrique..... | Azote. |
| Acide nitreux..... | |
| Acide carbonique..... | Carbone. |
| Acide borique..... | Bore. |
| Acide silice, ou silicique..... | Silicium. |
| Acide phosphorique.... | Phosphore. |
| Acide phosphoreux..... | |
| Acide hypophosphoreux. | |
| Acide sulfurique..... | Soufre. |
| Acide sulfureux..... | |
| Acide hyposulfureux.... | |

| | Bases. |
|---|---|
| Acide arsenic..... / Acide arsenieux..... | Arsenic. |
| Acide antimonique..... / Acide antimonieux..... | Antimoine. |
| Acide chromique..... | Chrome. |
| Acide molybdique..... / Acide molybdeux..... | Molybdène. |
| Acide tungstique..... | Tungstène. |
| Acide columbique..... | Columbium. |

Lorsque les acides contiennent autant d'oxigène qu'il peut s'unir de ce principe avec leurs bases, leurs dénominations se terminent en *ique*; cette terminaison est en *eux* pour les acides dont les bases ne sont pas saturées d'oxigène.

Nous allons décrire les propriétés de ces acides, ce sera l'objet des sections suivantes.

---

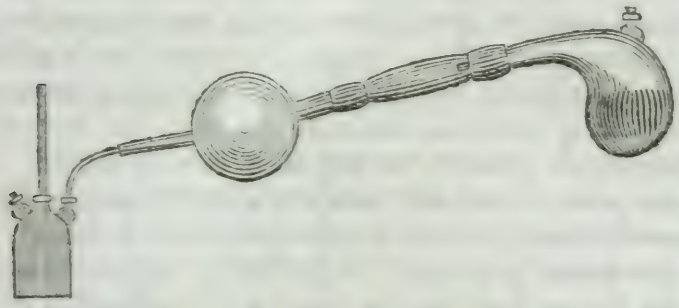
## SECTION PREMIÈRE.

### *De l'Acide nitrique.*

Histoire. I. Raymond Lulle, né à Mayorque, en 1235, paraît être le premier qui ait obtenu l'acide nitrique à l'état de séparation. Il y parvint en distillant un mélange de nitre et d'argile. Basile Valentin, qui vivait dans le 15e siècle, décrit en détail le procédé de Lulle, et appelle l'acide *eau de nitre;* on lui donna depuis les noms d'*eau-forte,* d'*esprit de nitre.* C'est des chimistes français qu'il reçut, en 1787, celui d'*acide nitrique.*

Préparation. 1. On fabriquait autrefois cet acide dans les grandes manufactures, en distillant un mélange de nitrate de potasse et d'argile; mais celui qu'on obtient ainsi est faible et impur. Les chimistes le préparent généralement par une méthode dont Glauber se servit le premier : elle consiste à distiller dans une cornue de verre, un mélange de deux parties de nitrate de potasse et d'une partie d'acide sulfurique. Le bec de la cornue entre dans un récipient qui y est luté, et d'où sort un tube de verre qui va plonger dans un flacon à deux ouvertures, contenant un peu d'eau, et garni

d'un tube de sûreté *. A l'autre ouverture de ce flacon est adapté un tube qui aboutit à un appareil pneumatique, au moyen duquel on recueille le gaz qui se dégage pendant l'opération. L'appareil est représenté dans la figure ci-dessous :



On chauffe la cornue par degrés presque jusqu'au rouge. L'acide nitrique passe dans le récipient où il est condensé, tandis que l'air des vaisseaux, et le gaz oxigène mis en liberté, spécialement sur la fin de l'opération, passent dans l'appareil pneumatique : et l'eau dans les flacons s'imprègne du peu d'acide qui a pu s'échapper du récipient sans s'y être condensé.

L'acide ainsi obtenu est d'une couleur jaune, et presque toujours accompagné d'acides sulfurique et hydrochlorique, dont il est difficile de le débarrasser entièrement. Le meilleur moyen d'y parvenir serait peut-être de purifier le nitrate de potasse à l'avance par des cristallisations réitérées, et d'en précipiter, par le nitrate d'argent, l'acide hydrochlorique qui pourrait y adhérer encore. Il paraît, d'après les expériences de Lassone, et de Cornette, qu'en distillant avec précaution

* On appelle ainsi un tube ouvert à son extrémité supérieure, et plongeant, par celle inférieure, dans l'eau que contient le vaisseau auquel il est adapté, ce qui prévient toute communication de l'air extérieur avec l'intérieur de l'appareil. S'il arrive que le vide se fasse dans l'intérieur des vaisseaux, alors l'air extérieur y arrive par le tube, en passant à travers l'eau, et faisant ainsi équilibre à la pression de cet air sur les autres vaisseaux, il empêche que les liquides qu'ils contiennent ne refluent des uns dans les autres, et ne dénaturent les produits. D'un autre côté, la raréfaction de l'air, et la production des vapeurs dans le vaisseau qui a un tube de sûreté, y font monter l'eau dans ce tube, et cette élévation peut servir de mesure de l'élasticité des vapeurs. Ainsi, l'objet de l'addition d'un tube de sûreté à l'appareil est de le garantir de toute rupture des vaisseaux qui le composent, ce qui, sans cette précaution, pourrait avoir lieu.

de l'acide nitrique qui contient de l'acide hydrochlorique, celui-ci passe en entier avec les premières portions de la distillation, et que les dernières portions en sont complètement dépouillées [1]. La méthode la plus ordinaire consiste à mêler l'acide nitrique impur avec du nitrate d'argent, à séparer le précipité, et à distiller de nouveau. Ce moyen ne réussit que lorsque l'acide est fort; s'il est faible, une portion de l'acide hydrochlorique y adhère encore. On sépare l'acide sulfurique, en rectifiant l'acide par une distillation lente, dont on néglige les dernières portions, ou en le distillant sur de la litharge (protoxide de plomb), ou sur du nitrate de barite.

Lorsqu'on en a séparé ainsi ces acides étrangers, l'acide nitrique retient encore une certaine quantité de deutoxide d'azote qui lui donne sa couleur, et produit les vapeurs rouges qu'il exhale. Ce gaz peut en être chassé par l'application de la chaleur; alors l'*acide nitrique* reste pur, transparent et incolore comme l'eau.

Propriétés. 2. Mais l'affinité entre les parties constituantes de l'acide nitrique pur, lorsqu'il est ainsi nouvellement préparé, est si faible, que l'action de la lumière suffit pour lui enlever une portion de son oxigène, qui s'en sépare sous forme de gaz. Il est alors en partie converti en deutoxide d'azote, et il prend une couleur jaune. L'acide nitrique a une saveur particulière excessivement acide. Il est très-corrosif, et produit sur la peau des taches jaunes, qui ne disparaissent qu'avec l'épiderme. Il exhale continuellement des vapeurs blanches, d'une odeur âcre et désagréable.

Action de l'eau. 3. L'acide nitrique a une grande affinité pour l'eau, et il n'a jamais encore été obtenu qu'à l'état de mélange avec ce liquide. Lorsqu'il est concentré, il attire l'humidité de l'air, mais avec moins d'énergie que l'acide sulfurique. Il produit aussi de la chaleur lorsqu'on le mêle avec l'eau, ce qui est évidemment dû à la concentration de ce liquide.

La pesanteur spécifique de l'acide nitrique le plus fort qu'on puisse se procurer, est, suivant Rouelle, de 1,583; mais à la température de 16° centigr., Kirwan s'est assuré que la pesanteur spécifique de cet acide n'excédait pas 1,5543. Proust l'a obtenu à 1,62 [2].

---

[1] Mém. Par. 1781, p. 645.

[2] Journ. de Phys. 1799, cité par Dalton, New System of Chemical Philosophy. I, 345.

Comme l'acide nitrique, quelque concentré qu'il soit, retient toujours de l'eau en combinaison, il devient d'une grande importance de rechercher la proportion d'acide réel ou d'acide privé d'eau, qui existe dans l'acide nitrique de toute pesanteur spécifique. Ce problème a exercé la sagacité de Kirwan [1], Davy [2], Berthollet [3] et Dalton [4]. La table qui suit, dressée par Dalton, d'après ses expériences les plus récentes, donne, avec la plus grande exactitude, la force de cet acide, selon ses différentes pesanteurs spécifiques [5].

| Poids de Acide. | Eau. | Acide pour cent, en poids. | Acide pour cent, en mesure. | Pesanteur spécifique. |
|---|---|---|---|---|
| 45 + | 8 | 84,9 | 137,5 ? | 1,62 ? |
| 45 + | 16 | 73,8 | 114,4 ? | 1,55 |
| 45 + | 24 | 65,2 | 96,4 | 1,48 + |
| 45 + | 32 | 58,4 | 84,0 | 1,44 |
| 45 + | 40 | 53,0 | 74,7 | 1,41 |
| 45 + | 48 | 48,4 | 67,2 | 1,39 |
| 45 + | 56 | 44,5 | 60,5 | 1,36 |
| 45 + | 64 | 41,3 | 55,3 | 1,34 |
| 45 + | 180 | 20,0 | 22,8 | 1,142 |

4. Il paraît résulter des expériences de Dalton que l'acide nitrique de la pesanteur spécifique de 1,42, entre en ébullition à la température de 120° centig., ainsi que Bergman l'avait déjà reconnu [6], et ce terme d'ébullition est le maximum de celui de l'acide nitrique, car la température à laquelle il commence à bouillir diminue, soit que l'acide soit plus fort ou plus faible.

La table qui suit, établie par Dalton sur les résultats de ses propres expériences, présente l'indication de la tempé-

[1] Irish. Trans. IV, 1.

[2] Researches, p. 41.

[3] Journ. de Phys. 1807, Mars.

[4] New System. of Chemical Philosophy. I, 355.

[5] Henry's Elements of Experimental Chemistry. II, 354. Septième édition.

[6] Opusc. II, 141.

rature à laquelle l'acide de densités différentes commence à entrer en ébullition [1].

Termes d'ébullition.

| Pesanteur spécifiq. de l'acide. | Terme d'ébullition: centigrades. |
|---|---|
| 1,62 | 38° |
| 1,54 | 79° |
| 1,50 | 99 |
| 1,45 | 115 |
| 1,42 | 120 |
| 1,40 | 119 |
| 1,35 | 117 |
| 1,30 | 113 |
| 1,26 | 111 |
| 1,22 | 109 |
| 1,20 | 108 |
| 1,18 | 105 |
| 1,17 | 105 |
| 1,16 | 104 |
| 1,15 | 105 |
| 1,14 | 105 |

L'acide nitrique refroidi à 54° centig. au-dessous de zéro, commence à se congéler; et en agitant le vase qui le contient il se convertit en une masse épaisse comme du beurre [2]; mais nous avons déjà parlé des points de congélation de cet acide, ainsi qu'ils avaient été déterminés par Cavendish [3].

II. Les soutiens simples de la combustion n'ont aucune action sur l'acide nitrique, au-moins autant qu'on a pu jusqu'à présent le reconnaître.

Action des combustibles simples.

III. Tous les corps combustibles simples décomposent l'acide nitrique, exceptés le diamant, l'or, le platine, le palladium, le rhodium et le tantale. Lorsqu'on verse de cet acide sur du soufre ou du phosphore [4], à une haute température, il les enflamme; mais à une température modérée, il les convertit lentement en acides, et il se dégage du deutoxide d'azote. Le charbon est également enflammé par cet acide, à une température élevée, et même à la tem-

---

[1] New System of Chemical Philosophy. II, 355.

[2] Fourcroy et Vauquelin, Ann. de Chim. XXIX, 282.

[3] Vol. I, p. 102.

[4] Suivant Brugnatelli, lorsqu'on frappe rapidement avec un marteau, sur une enclume, un morceau de phosphore enveloppé dans un papier trempé dans l'acide nitrique, il y a détonation. Journ. de Chim. IV, 113. L'expérience ne m'a pas réussi.

pérature ordinaire de l'atmosphère, s'il est très-divisé, et parfaitement sec [1]. Le gaz hydrogène ne fait éprouver aucun changement à l'acide nitrique, à la température ordinaire de l'atmosphère; mais si on le fait passer avec ce gaz dans un tube de porcelaine rouge de feu, il y a détonation violente, formation d'eau, et dégagement de gaz azote [2].

En versant de l'acide nitrique sur des huiles, il les enflamme. Cet effet est dû à la décomposition simultanée de l'acide et de l'huile. L'oxigène de l'acide se combine avec le carbone et avec l'hydrogène des huiles, et il y a en même-temps dégagement de calorique; ce qui prouve, comme beaucoup d'autres phénomènes le confirment, que l'oxigène, qui entre dans la composition de l'acide nitrique, retient encore du calorique en grande proportion. Ce fait, de la combustion des huiles par l'acide nitrique, fut annoncé pour la première fois par Borrichius et Slare [3]; mais il est probable que ce fut Homberg qui en donna connaissance à ce dernier. Il faut, pour enflammer les huiles fixes, le mêler avec un peu d'acide sulfurique. La raison en paraît être, que ces huiles contiennent de l'*eau* qu'il faut d'abord leur enlever; l'acide sulfurique se combine avec cette eau, et laisse agir l'acide nitrique, ou plutôt l'huile et l'acide nitrique ensemble. Aussi cette addition d'acide sulfurique n'est-elle pas nécessaire à l'égard des huiles siccatives, parce qu'elles ont été bouillies, et par conséquent dépouillées de toute humidité.

L'acide nitrique peut aussi allumer le zinc, le bismuth et l'étain, si on le verse sur ces métaux en fusion. Il produit le même effet sur la limaille de fer, lorsqu'elle est parfaitement sèche [4].

IV. L'acide nitrique absorbe avec une grande avidité le deutoxide d'azote. Il prend, par cette absorption, une couleur jaune ou brune, et acquiert la propriété d'exhaler des vapeurs jaunes épaisses. Il était autrefois connu dans cet état, sous le nom d'*acide nitrique phlogistiqué*.

V. L'acide nitrique se combine avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques. Il forme ainsi des composés qu'on appelle *nitrates*. Nitrates.

---

[1] Proust.
[2] Fourcroy. II, 82.
[3] Phil. Trans. Abr. II, 653, et III, 663.
[4] Proust, académiciens de Dijon, et Cornette.

VI. L'acide nitrique étant entre les mains des chimistes, un des moyens les plus puissans d'analyse, et son importance sous les rapports de la politique et du commerce, n'étant pas moins grande, comme formant l'ingrédient essentiel de la poudre à canon, sa nature, et sa composition ont dû fixer pendant long-temps l'attention des savans. Essayons d'indiquer la trace des différentes routes qu'ils ont suivies avant d'arriver à la découverte de ses parties constituantes.

Composition. Comme le nitrate de potasse se produit souvent à la surface de la terre, et toujours dans les lieux qui ont communication avec l'air atmosphérique, il était naturel de supposer que cet air, ou quelque partie de cet air, entrait dans la composition de l'acide nitrique. Mayow ayant observé que le nitrate de potasse avait, comme l'air atmosphérique, la propriété de donner une couleur rouge au sang, et que l'air perdait cette propriété par la combustion et la respiration, il en conclut que le nitrate de potasse contenait cette partie de l'air qui entretenait la combustion, et qui était nécessaire pour la respiration.

Le docteur Hales, en chauffant de l'acide nitrique, et ce qu'il appelait *Walton minéral*, obtint une certaine quantité d'air auquel il reconnut des propriétés singulières. Lorsqu'on admettait de l'air atmosphérique dans une cloche qui le contenait, il se manifestait aussitôt une vapeur trouble rougeâtre, une portion de cet air était absorbée, et ce qui restait redevenait transparent *. Le docteur Priestley découvrit que cet air particulier ne pouvait être obtenu que de l'acide nitrique; il l'appela en conséquence *air nitreux*. Il trouva de plus, qu'en mêlant cet air avec le gaz oxigène, l'acide nitrique était reproduit. On voit donc déjà que l'oxigène est une partie constituante de l'acide nitrique, et que l'assertion de Mayow se trouve vérifiée.

Le docteur Priestley expliqua cependant ce fait d'une manière différente. Suivant lui, le gaz nitreux est composé d'acide nitrique et de phlogistique : lorsqu'on y ajoute de l'oxigène, il sépare ce phlogistique, et précipite par conséquent l'acide nitrique. Macquer et Fontana adoptèrent cette hypothèse, que ces trois philosophes s'efforcèrent de soutenir avec leur habileté ordinaire; mais elle présentait un

* Veget. Statics. II, 234.

point de difficulté qui donnait lieu à une objection à laquelle il ne leur fut pas possible de répondre d'une manière satisfaisante. En mêlant ensemble les gaz nitreux et oxigène, dans des proportions convenables, le mélange se transforme en presque totalité, en acide nitrique, et la portion très-peu considérable (des 0,029) qui en reste, provient, selon toute probabilité, ou plutôt bien sûrement, de quelque impureté accidentelle dans les deux gaz. Que sont donc alors devenus l'oxigène et le phlogistique? Le docteur Priestley supposa qu'ils formaient du gaz acide carbonique; mais Cavendish prouva qu'en prenant les précautions convenables, il n'y a aucune apparence de cet acide [1].

Le docteur Priestley supposait que son gaz nitreux contenait du phlogistique, parce qu'il se l'était procuré en dissolvant des métaux dans l'acide nitrique, et que pendant leur dissolution, ce gaz se dégage en grande abondance : le métal était oxidé pendant sa formation, et en conséquence de la théorie alors reçue, il devait avoir perdu du phlogistique. Lavoisier prouva combien peu cette opinion était fondée par l'importante expérience qui suit [2]. Il mit dans 61 gram. d'acide nitrique, à 1,316 de pesanteur spécifique, 71 gram. de mercure. Il se produisit, pendant la dissolution, environ 4,478 décim. cubes de gaz nitreux. Il distilla alors jusqu'à siccité le sel (oxide de mercure) qui s'était formé. Dès qu'il fut devenu rouge de chaleur, il y eut émission de gaz oxigène, et ce dégagement continua jusqu'à ce que le mercure eût été presque en totalité revivifié. La quantité de gaz ainsi émise s'éleva à 4,716 décim. cubes. Ainsi donc tout ce qui avait eu lieu pendant la dissolution du mercure était la séparation de l'acide en deux parties, savoir : en gaz nitreux qui s'était dégagé, et en oxigène qui s'était uni au métal.

Lavoisier dut conclure de cette expérience, que tout le gaz nitreux était provenu de l'acide nitrique; que cet acide est composé de gaz nitreux et d'oxigène; et que les proportions en sont à-peu-près de 64 parties en poids de gaz nitreux, et de 36 parties de gaz oxigène.

Une circonstance cependant embarrassa Lavoisier : il trouva que la quantité d'oxigène obtenue par la décomposition de

---

[1] Phil. Trans. 1784.
[2] Mém. Par. 1776, p. 673.

l'acide nitrique excédait souvent celle qui était nécessaire à la saturation du gaz nitreux. Morveau essaya, mais sans succès *, de rendre raison de cette circonstance : elle prouvait que le gaz nitreux lui-même était un composé ; mais il fallait découvrir quelles en étaient les parties constituantes. Lavoisier reconnut, en décomposant du nitre par le charbon, que l'azote en était une ; et le docteur Priestley obtint de plusieurs expériences le même résultat ; mais quelle pouvait être l'autre partie constituante ?

Cavendish avait eu lieu d'observer, en faisant ses expériences sur la composition de l'eau, qu'il se formait de l'acide nitrique pendant la combustion des gaz hydrogène et oxigène, et que la quantité en était plus grande lorsqu'on ajoutait un peu d'azote aux deux gaz avant leur détonation. Il en concluait que la formation de l'acide était due à la présence accidentelle du gaz azote. Pour vérifier jusqu'à quel point cette conjecture était fondée, il fit passer des étincelles électriques à travers de l'air ordinaire renfermé dans un tube de verre ; cet air éprouva une diminution de volume, et il y eut de l'acide nitrique formé. Il répéta l'expérience en opérant sur un mélange des gaz oxigène et azote, et il s'assura que, dans de certaines proportions de ces deux gaz, le mélange peut être converti en totalité en acide nitrique.

Ces expériences furent immédiatement répétées par MM. Van Marum, et Van Troostwyk, qui en obtinrent à-peu-près les mêmes résultats.

Le docteur Priestley avait déjà eu l'occasion d'observer, plusieurs années avant que ces expériences eussent été faites, que l'air atmosphérique diminuait de volume par l'action de l'étincelle électrique, et que pendant la diminution, l'infusion de tournesol devenait rouge ; mais il n'en conclut autre chose, sinon qu'il avait précipité l'acide de l'air. Landriani qui pensait, au contraire, qu'il y avait formation de gaz acide carbonique, donna, comme preuve de son opinion, l'altération de l'eau de chaux par l'air atmosphérique électrisé. Ce fut pour réfuter cette assertion que Cavendish entreprit ses expériences.

On ne peut donc plus douter que l'acide nitrique ne soit un composé d'azote et d'oxigène. Le gaz nitreux a, par con-

* Encycl. méthod. chim. Acide nitrique.

séquent aussi les mêmes parties constituantes ; mais comme ce gaz absorbe de l'oxigène, qu'il enlève même à l'air atmosphérique, et qu'il forme en s'y combinant de l'acide nitrique, il est évident que l'acide nitrique contient plus d'oxigène que le gaz nitreux. Avec cette connaissance des parties composantes de l'acide nitrique, il n'en est pas moins extrêmement difficile d'en déterminer les proportions exactes. Il a été fait beaucoup de recherches à ce sujet, et avec plus d'attention encore en dernier lieu par Berzelius, Dalton, Davy et Gay-Lussac. La composition de cet acide, telle que je l'ai établie dans la première partie de cet ouvrage, a été déduite des expériences les plus exactes qui aient été faites jusqu'à présent, et elle est aujourd'hui généralement adoptée par les chimistes. Ainsi l'acide nitrique est formé de 1 volume de gaz azote, combiné avec 2 volumes et demi de gaz oxigène, ou de 1 atôme azote + 5 atômes oxigène, ou, en poids, de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Azote. . . | 1,75. . . | 100. . . . | 25,93 |
| Oxigène. . . | 5,00. . . | 285,8. . . | 74,07 |
| | | | 100,00 |

## SECTION II.

### *De l'Acide nitreux.*

Découverte.

Lorsque le nitre, qui est un composé d'acide nitrique et de potasse, est chauffé au rouge, il abandonne une quantité considérable de gaz oxigène presqu'à l'état de pureté. Si l'opération est conduite avec les précautions convenables et arrêtée à temps, le nitre retient encore les propriétés d'un sel neutre. Mais l'acide qu'il contient est évidemment dans un état différent, puisqu'il a perdu une portion considérable de son oxigène. C'est à ce nouvel état de l'acide que la dénomination d'*acide nitreux* est appliquée.

Schéele est le premier qui, par cette expérience sur le nitre chauffé au rouge, dont il fit mention dans sa dissertation sur le manganèse, publiée en 1774*, établit la différence entre les acides *nitrique* et *nitreux*.

Berzelius remarqua le premier qu'en distillant dans une

* Schéele's Opusc. I, 59.

cornue de verre du nitrate de plomb préalablement desséché, on obtient un liquide d'un jaune orangé. Ce liquide fut examiné par Gay-Lussac[1], et plus particulièrement depuis, par Dulong[2] : c'est l'acide nitreux presque pur.

Propriétés. L'acide nitreux ainsi obtenu est de couleur orangé. Sa saveur est très-acide ; il exhale des fumées abondantes, et il est très-volatil ; à la température de 28° centigrades, il entre en ébullition. Sa pesanteur spécifique est 1,451. En le faisant passer sur du fer ou du cuivre chauffé au rouge, il est décomposé ; son oxigène s'unit aux métaux, et l'azote, mis en liberté, se dégage. Il y a lieu de conclure des expériences de Gay-Lussac, qu'on peut former cet acide en mêlant ensemble 1 volume de gaz oxigène avec 2 volumes de gaz nitreux ; d'où il suit que l'acide nitreux doit être composé, en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Azote. . . . . | 1,75 . . . . . | 100 |
| Oxigène. . . . . | 4. . . . . | 228,57 |

L'acide nitreux étant mêlé avec l'eau, il se produit une effervescence, et il y a émission de gaz nitreux. Il paraît donc que l'acide nitreux ne peut exister en combinaison avec l'eau.

Acide nitrique coloré. Ainsi la dénomination d'*acide nitreux*, qui a été donnée aux différens acides de cette espèce fortement colorés, ne paraît pas convenir : ils consistent plutôt en acide nitrique, tenant en dissolution des proportions diverses de gaz nitreux. La nature de cet acide coloré fut examinée d'abord par le docteur Priestley, qui démontra, par des expériences très-décisives que c'est un composé d'acide nitrique et de gaz nitreux. Cette opinion fut adoptée, ou plutôt pleinement développée par Morveau[3]. Mais la théorie de Lavoisier, qui supposait que la différence entre l'acide nitrique incolore, et cet acide coloré en jaune, ne provient que de ce que le premier acide contient plus d'oxigène que le second, attira pendant quelque temps l'attention des chimistes sur la nature réelle de la combinaison. Raymond publia, en 1796, une disertation à ce sujet, à l'appui de la théorie de Priestley et de Morveau, qu'il y présentait comme la seule véritable ; ce qui a été plus

Composé d'acide nitrique et d'oxide nitrique.

---

[1] Ann. de Chim. et Phys. I, 405.
[2] *Ibid.* II, 317.
[3] Encycl. méthod. chim. I, 18.

récemment encore pleinement confirmé par Thomson et Davy[1].

L'acide nitrique pouvant absorber le gaz nitreux en beaucoup de proportions différentes, il est évident qu'il doit y avoir une grande variété d'*acides nitreux*, distincts les uns des autres, en raison de la quantité de gaz nitreux qu'ils contiennent; à moins qu'on ne préfère borner la dénomination d'*acide nitreux* au composé formé par l'acide nitrique complétement saturé de gaz nitreux.

Lorsque le gaz nitreux est mis en contact avec l'acide nitrique, cet acide l'absorbe peu-à-peu. Il devient d'abord d'un jaune pâle, qui passe ensuite en jaune vif. Lorsqu'une portion beaucoup plus considérable de gaz nitreux est absorbée, l'acide prend la teinte orangé foncé, puis celle olive, qui augmente en intensité avec la quantité du gaz absorbé; l'acide passe alors au vert clair, et enfin au vert bleu lorsqu'il est pleinement saturé. Son volume et sa volatilité augmentent aussi en raison de la quantité du gaz absorbé; et dans l'état de saturation complète, l'acide prend la forme d'une vapeur épaisse, ayant une odeur excessivement suffocante et difficile à condenser par l'eau. Le docteur Priestley distingua l'acide ainsi saturé de gaz nitreux par la dénomination de *vapeur d'acide nitreux*. Cet acide est rouge foncé; il passe à travers l'eau en partie sans être absorbé. La quantité de gaz nitreux que l'acide nitrique peut absorber, est très-grande. Le docteur Priestley trouva qu'une quantité d'acide égale en volume, à environ 6 grammes d'eau, absorbait environ 4 kilogrammes, mesure (4 décimètres cubes) du gaz, sans en être saturé[2]. On trouvera dans la table qui suit, dressée par Humphry Davy, d'après les expériences faites par lui avec beaucoup de précision sur ce sujet[3], la composition de l'acide nitreux de couleurs et de densités différentes.

---

[1] Davy's Researches, p. 30.
[2] Priestley. I, 383.
[3] Davy's Researches, p. 37.

Variétés.

| 100 PARTIES. | PESANTEUR spécifique. | PARTIES COMPOSANTES. | | |
|---|---|---|---|---|
| | | Acide nitrique. | Eau. | Gaz nitreux. |
| Acide nitrique solide. | 1,504 | 91,55 | 8,45 | » |
| Nitreux jaune . . . . | 1,502 | 90,5 | 8,3 | 2 |
| Jaune vif. . . . . | 1,500 | 88,94 | 8,10 | 2,96 |
| Orangé foncé . . . . | 1,480 | 86,84 | 7,6 | 5,56 |
| Olive clair. . . . . | 1,479 | 86,00 | 7,55 | 6,45 |
| Olive foncé. . . . . | 1,478 | 85,4 | 7,5 | 7,1 |
| Vert vif. . . . . | 1,476 | 84,8 | 7,44 | 7,76 |
| Vert bleu. . . . . | 1,475 | 84,6 | 7,4 | 8,00 |

La couleur de l'acide nitrique dépend aussi en quelque sorte de la proportion d'eau qu'il contient. Si à de l'acide nitrique jaune concentré, on ajoute le quart en poids d'eau, sa couleur passe à un beau vert; et avec parties égales d'eau, elle devient bleue [1]. Le docteur Priestley remarqua que l'eau imprégnée de cet acide à l'état de vapeur devenait bleue d'abord, puis verte, et à la fin jaune. Un acide nitrique vert devenait orangé lorsqu'il était chaud, et il conservait une teinte jaune lorsqu'il était froid. L'acide bleu devenait jaune, lorsqu'on le chauffait dans un tube scellé hermétiquement. L'acide orangé, gardé pendant long-temps, devenait vert, et ensuite d'un bleu foncé; et par son exposition à l'air, il reprenait sa couleur originale. En chauffant l'acide nitrique jaune, le gaz nitreux est chassé, et il ne reste que l'acide nitrique. Cependant le gaz, en se dégageant, entraîne avec lui de l'acide, et spécialement si cet acide est concentré. Mais la vapeur d'acide nitreux n'éprouve pas la moindre altération par la chaleur [2].

---

[1] Bergman.
[2] Fourcroy. II, 95.

## SECTION III.

### *De l'Acide carbonique.*

I. L'HISTOIRE de cet acide offre d'autant plus d'intérêt, que c'est à sa découverte qu'on doit principalement attribuer les progrès rapides que fit la science de la chimie dans le 18.e siècle. Histoire.

Paracelse et Vanhelmont eurent bien connaissance de ce fait, qu'il se dégage de l'air des pierres calcaires dans de certaines opérations. Vanhelmont donna à cet air le nom de *gaz*. Hales s'assura de la quantité d'air qui pouvait être dégagée de ces corps par différens procédés, et il fit voir que cet air était une partie essentielle de leur composition. Le docteur Black prouva que les substances qu'alors on appelait *chaux, magnésie* et *alcalis*, sont des composés consistant en une *espèce particulière d'air*, en chaux pure, en magnésie et en alcalis. Il désigna cette espèce d'air, qu'il regardait comme fixé dans ces corps, par la dénomination *d'air fixe*. Cavendish et le docteur Priestley, qui examinèrent depuis cet air ou gaz, reconnurent un grand nombre de ses propriétés, d'où Keir [1] conclut le premier que c'était un acide. Cette opinion fut bientôt confirmée par les expériences de Bergman, Fontana, etc. Priestley avait soupçonné d'abord que cet acide entrait comme élément dans la composition de l'air atmosphérique; et Bergman, qui regarda cette conjecture comme fondée, lui donna en conséquence le nom d'*acide aérien*. M. Bewdly, après s'être assuré que les animaux ne peuvent vivre dans cet air, crut devoir le qualifier d'*air méphitique;* et Morveau adopta aussi cette distinction. Keir l'appela *acide crayeux;* et enfin Lavoisier lui donna depuis, et après en avoir examiné plus particulièrement la nature et la composition, le nom de *gaz acide carbonique*.

Macbride [2], Lane [3], Jacquin [4], Landriani [5], Fontana, et

[1] Macquer, art. *Air*.
[2] Experimental Essays, 1764.
[3] Priestley. I, 5.
[4] Examen chim. doct. Meyer, de acido pingui et Blackianæ de aere fixo, 1769.
[5] Crell's Ann. 1785, II, 139.

beaucoup d'autres chimistes distingués, ont publié de savantes dissertations sur l'acide carbonique ; mais c'est principalement aux travaux et aux recherches de Cavendish [1], Priestley [2], Bergman [3] et Lavoisier [4], que nous devons la connaissance de ses propriétés ; et il a été fait depuis peu d'années sur la composition de cet acide, des expériences très-intéressantes par Saussure [5], Allen et Pepys [6] et Davy [7].

Préparation. 1. L'acide carbonique étant un composé de carbone et d'oxigène, on peut l'obtenir par la combustion du charbon ; mais comme il existe en grande abondance, tout formé, il n'est pas nécessaire d'avoir recours à ce moyen. Il suffit de verser de l'acide sulfurique sur de la craie délayée dans l'eau : il se produit une vive effervescence; l'acide carbonique, dont la combinaison avec la chaux forme la craie, en est séparé à l'état de gaz, par l'acide sulfurique, et il peut être recueilli à la manière ordinaire.

Propriétés. 2. L'acide carbonique, à l'état de gaz, est élastique et invisible comme l'air. Il ne peut servir ni à la combustion ni à la respiration ; il n'a point d'odeur.

Sa pesanteur spécifique est, suivant Kirvan, de 1,527, celle de l'air étant 1,000; ou elle est à la pesanteur spécifique de l'air à-peu-près comme 3 est à 2. C'est à raison de ce grand excès de pesanteur sur celle de l'air, qu'on peut verser le gaz acide carbonique d'un vase dans un autre. Lorsque d'un vase à large ouverture, on en dirige un courant sur une bougie allumée, elle s'éteint comme si on avait jeté de l'eau dessus.

Il rougit la teinture de tournesol; mais il n'altère pas les autres couleurs végétales [8].

On suppose que l'air atmosphérique contient 0,001 de ce gaz [9].

---

[1] Phil. Trans. 1766, LVI, p. 141.
[2] Priestley. I, 43.
[3] Opusc. I, 1.
[4] Mém. Par. 1776.
[5] Ann. de Chim. LXXI, 262.
[6] Phil. Trans. 1807.
[7] *Ibid.* 1814, p. 557.
[8] Bergman. I, 9.
[9] Au moins à la surface de la terre. Les expériences de Lamanon, Mongez, et des autres savans infortunés qui accompagnèrent La Peyrouse dans son dernier voyage, ont rendu assez probable qu'à

3. L'acide carbonique n'éprouve aucun changement lorsqu'on le soumet à l'action du calorique dans des vaisseaux fermés, ou lorsqu'on le fait passer à travers un tube chauffé au rouge. Mais en le faisant traverser pendant long-temps par des étincelles électriques, son volume est augmenté, ainsi que Priestley l'observa le premier; et Mongez découvrit que, dans ce cas, il se dégageait toujours un gaz inflammable. Saussure le jeune est parvenu, par ce moyen, à produire, au bout de dix-huit heures, une augmentation des 0,007 environ, dans le volume de ce gaz; un dixième de l'acide carbonique avait disparu, et il s'était formé de l'oxide de carbone. Les fils de cuivre employés pour la transmission des étincelles, s'étaient oxidés aux dépens de l'acide qui avait été ainsi en partie converti en oxide de carbone [1].

Action de l'eau.

4. Lorsqu'on laisse pendant long-temps le gaz acide carbonique en contact avec l'eau, elle l'absorbe par degrés, et peut même en prendre dans la proportion d'un volume égal au sien, à la température de 5° centigr. M. Lane a reconnu le premier, que par l'agitation, la combinaison de ce gaz avec l'eau s'effectue beaucoup plus promptement. D'après les expériences de Cavendish, 100 mesures d'eau à la température de 13° centigrades absorbent 102 ½ mesures de ce gaz [2]. Cette absorption du gaz est, suivant le docteur Henry, de 108 mesures par 100 mesures d'eau [3], et cette quantité absorbée par les 100 mesures d'eau a été déterminée par Saussure à 106 mesures [4]. Cavendish a trouvé que l'alcool absorbe deux fois et demie son volume d'acide carbonique à la température de 8° centigrades, et Saussure a reconnu que 100 mesures d'alcool de la pesanteur spécifique de 0,84 absorbent 186 mesures de gaz acide carbonique. Il est vraisemblable que la différence entre ces deux résultats dépend de la différence de température à laquelle l'absorption eut lieu.

---

une grande élévation la proportion de ce gaz est beaucoup plus petite; ils n'en purent découvrir dans l'atmosphère, au sommet du pic de Téuérif. Voyez Mémoire de Lamanon, sur le Voyage de La Peyrouse.

[1] Phil. Trans. 1766, p. 141.

[2] Nicholson's Journ. VI, 229.

[3] Annals of Philosophy. VI, 340.

[4] Phil. Mag. XIV, 350.

La pesanteur spécifique de l'eau saturée de gaz acide carbonique est de 1,0015. Cette eau, à la température de + 2 centig., a peu de saveur; mais si on la tient pendant quelques heures à la température de 31° centigr., elle acquiert une acidité agréable, et devient pétillante [1].

La glace n'absorbe point de gaz acide carbonique; et lorsque de l'eau liquide qui en contient, passe à cet état, le gaz s'en sépare en totalité dans l'acte de sa congélation [2]. On en dépouille également l'eau en la faisant bouillir [3].

On parvient, à l'aide d'une pression artificielle, à augmenter considérablement la quantité de ce gaz absorbé et condensé dans l'eau; on assure même que certaines *eaux alcalines gazeuses*, qu'on prépare en Angleterre comme médicamens, contiennent jusqu'à trois fois leur volume de gaz acide carbonique [4].

Lorsque l'eau, ainsi chargée, et devenue acide carbonique liquide, est exposée à l'air, dans un vaisseau ouvert, l'acide s'en dégage promptement sous forme de gaz, et l'eau reste pure. Bergman ayant rempli de gaz acide carbonique une bouteille qu'il laissa ainsi sans être bouchée, il trouva qu'au bout de quelques jours, elle ne contenait plus que de l'air atmosphérique.

II. Aucun des soutiens simples de combustion n'exerce d'action qui nous soit connue sur l'acide carbonique.

Action des combustibles simples.

III. L'action des combustibles simples sur le gaz acide carbonique, n'a été que très-peu examinée.

1. Il se pourrait que l'hydrogène décomposât cet acide à une chaleur rouge, mais je n'ai pas eu connaissance que cette expérience ait été faite.

2. Clément et Desormes ont reconnu, dans leurs expériences sur le charbon, qu'à une chaleur rouge, il convertit l'acide carbonique en oxide de carbone.

3. Le phosphore ne se dissout point dans le gaz acide carbonique [5]. Cependant Pearson et Tennant sont parvenus, à l'aide d'une chaleur suffisante, à le rendre capable de décom-

---

[1] Bergman. I, 9.
[2] Priestley. I, 120.
[3] *Ibid.*
[4] M. Gilbert Austin a imaginé un appareil très-convenable pour cet objet, dont on trouve la description, *Irish Transactions*, VIII, 131.
[5] Fourcroy et Vauquelin, Ann. de Chim. XXI, 205.

poser l'acide carbonique par affinité composée, et Priestley, ainsi que Cruikshanks, ont reconnu que le fer, le zinc, et plusieurs autres métaux, pouvaient aussi produire le même effet. Dans le premier cas, le phosphore est en partie acidifié et en partie combiné avec la chaux, et le charbon se dépose. Dans le second cas, les métaux sont oxidés, et il y a dégagement d'oxide gazeux de carbone.

Par leur mélange avec l'acide carbonique, les gaz hydrogène carboné et phosphoré, et l'acide hydrosulfurique, deviennent moins combustibles, sans éprouver cependant aucun changement sensible.

IV. L'acide carbonique est susceptible de combinaison avec les alcalis, ainsi qu'avec plusieurs des terres et oxides métalliques; il forme, avec ces substances, des sels auxquels on a donné le nom de *carbonates*. Tous les carbonates terreux sont insolubles dans l'eau, et c'est pourquoi l'acide carbonique trouble les eaux de chaux, de barite et de strontiane. La terre tenue en dissolution dans ces eaux se combine rapidement avec l'acide carbonique qu'elle absorbe, s'il est à l'état gazeux, et le carbonate formé se précipite lentement en une poudre blanche. C'est cet effet qui produit la couleur laiteuse que prennent immédiatement ces liqueurs. Le gaz acide carbonique étant le seul de ceux que l'eau n'absorbe pas instantanément, qui trouble les eaux de chaux, de barite ou de strontiane, on peut toujours en reconnaître la présence par le moyen de ces liquides. Comme ils l'absorbent complètement, ils en opèrent la séparation parfaite d'avec d'autres gaz avec lesquels il pouvait être mêlé; et il est aisé d'en déterminer la proportion, en appréciant la diminution de volume que le gaz résidu a éprouvée. Carbonates.

On voit, par les expériences de Saussure, que l'acide carbonique est à peine susceptible de se combiner avec l'alumine*.

V. On s'est servi avec beaucoup d'avantage de l'eau contenant un peu de soude, et sur-saturée d'acide carbonique, désignée sous le nom d'*eau alcaline aérée*, comme palliatif dans les cas de calculs urinaires.

VI. Les opinions des chimistes relativement à la *composition* de l'acide carbonique, ont été aussi variables que les Composition.

* Journ. de Phys. LII, 280.

dénominations qu'on lui a données. Priestley et Bergman semblent être les premiers qui le considérèrent comme un élément; et plusieurs autres chimistes distingués le présentèrent comme étant le principe acidifiant. On reconnut ensuite que c'était un composé dont l'oxigène était une des parties constituantes. D'après cette découverte, l'opinion qui prévalut alors parmi les chimistes, fut que l'acide carbonique consistait en oxigène et en phlogistique; et lorsque, suivant la théorie de Kirwan, il fut établi qu'hydrogène et phlogistique signifiaient la même chose, on en conclut que cet acide était un composé d'oxigène et d'hydrogène. Lavoisier prouva bien que cet acide était une combinaison de carbone et d'oxigène; mais l'ancienne théorie n'en fut pas moins maintenue, parce que le carbone était considéré lui-même comme un composé dans lequel l'hydrogène entrait en très-grande proportion. Lorsqu'enfin il eut été démontré par Lavoisier, que le poids de l'acide carbonique produit était précisément égal à celui du charbon et de l'oxigène employés; et lorsque Cavendish eut découvert que la combinaison des gaz oxigène et hydrogène ne formait pas de l'acide carbonique, mais bien de l'eau, il ne fut plus possible d'hésiter davantage à considérer cet acide comme un composé d'oxigène et de carbone, et dès-lors, toute dispute à ce sujet fut terminée. Les parties constituantes de l'acide carbonique sont, ainsi que nous l'avons précédemment énoncé :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Carbone..... | 0,75.... | 100 ... | 27,27 |
| Oxigène..... | 2, .... | 266,6... | 72,73 |
| | | | 100,00 |

Décomposition

S'il eût pu rester encore quelques incertitudes sur cette formation de l'acide carbonique, elles eussent été entièrement levées, sans doute, par le résultat de sa *décomposition* entière, qui en présentait, à l'état de séparation par l'analyse, les mêmes parties constituantes qu'avait réunies la synthèse; et c'est ce que fit Smithson Tennant. Après avoir introduit un morceau de phosphore, et un peu de carbonate de chaux dans un tube de verre, il le scella hermétiquement et le fit chauffer. Il y eut du phosphate de chaux formé, et il se déposa du charbon. Mais le phosphate de chaux est une combinaison de l'acide phosphorique avec la chaux, et l'acide phosphorique est un composé de phosphore et d'oxigène. Les sub-

stances introduites dans le tube étaient du phosphore, de la chaux et de l'acide carbonique; et celles qu'on y avait trouvées après l'opération, étaient du phosphore, de la chaux, de l'oxigène et du charbon; il fallait donc que l'acide carbonique eût été décomposé, et que les substances qui le formaient fussent l'oxigène et le charbon. Le docteur Pearson, qui répéta cette expérience, s'assura que les poids réunis de l'oxigène et du charbon représentaient une quantité égale à celle de l'acide carbonique employé; et pour prouver de plus en plus que c'était bien réellement l'acide carbonique qui avait été décomposé, il n'introduisit dans le tube que du phosphore et de la chaux pure, et au-lieu de phosphate de chaux et de charbon, il n'obtint qu'un phosphure de chaux. Ces expériences furent aussi confirmées [1] par celles de Fourcroy, Vauquelin, Sylvestre et Brogniart [2].

---

## SECTION IV.

### *De l'Acide borique.*

I. 1. La manière la plus facile de préparer l'acide borique ou boracique, consiste à faire dissoudre du borax, sous-borate de soude, dans de l'eau chaude, et à verser peu-à-peu dans cette dissolution filtrée, de l'acide sulfurique jusqu'à excès, c'est-à-dire jusqu'à ce qu'elle soit devenue d'une saveur sensiblement acide. En la laissant alors refroidir, il s'y forme un grand nombre de petits cristaux en paillettes brillantes. Ces cristaux sont l'acide borique; on les lave avec de l'eau froide, et on les fait sécher sur un papier à filtrer. Préparation.

2. L'acide borique ainsi obtenu, est sous la forme d'écailles minces hexaèdres, d'un blanc argentin, ayant quelque ressemblance avec le blanc de baleine (cetine). Il est comme cette substance onctueux au toucher; sa saveur, aigrelette d'abord [3], Propriétés.

---

[1] Ann. de Chim XIII, 312.

[2] Le comte Mussin-Pushkin ayant fait bouillir une dissolution de carbonate de potasse sur du phosphore purifié, il obtint du charbon. Je considère ce résultat comme un exemple de la décomposition de l'acide carbonique, et comme une confirmation des expériences relatées dans le texte. *Voy.* Ann. de Chim. XXV, 105.

[3] Ce qui est très-probablement dû à un reste de l'acide employé à sa préparation; car il perd cette saveur lorsqu'il a été chauffé au rouge.

produit une impression amère et fraîche, qui finit par être d'une douceur agréable. Il n'a point d'odeur; mais lorsqu'on verse dessus de l'acide sulfurique, il s'en produit une de musc, qui ne se fait sentir que pendant quelques instans [1].

Cet acide rougit les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est de 1,479 [2] lorsqu'il est sous forme d'écailles, et de 1,803 lorsqu'il a été fondu [3].

3. L'acide borique n'est point altéré par la lumière, il est parfaitement fixe au feu. A une chaleur rouge il se fond, et se convertit en un verre transparent et dur, qui devient tant soit peu opaque à l'air, mais il n'en attire pas l'humidité.

L'acide borique, dans son état de cristallisation ordinaire, est un hydrate qui, d'après les expériences de Humphry Davy, est formé de 57 acide + 43 eau [4]. Si nous le considérons comme un composé de 1 atôme acide + 2 atômes eau, le poids d'un atôme d'acide borique sera 2,998. Nous avions précédemment évalué ce poids d'après l'analyse du borate d'ammoniaque par Berzelius, à 2,66; le poids véritable est probablement 2,875, et dans cette supposition l'acide borique serait un composé de

Composition.

| | | |
|---|---|---|
| Bore. . . . . | 0,875. . . . . | 100 |
| Oxigène. . . | 2,000. . . . . | 228,57 |

L'acide borique est très-peu soluble dans l'eau; ce liquide bouillant en dissout à peine les 0,02 de son poids, et à froid il n'en prend qu'une quantité plus petite encore. Lorsqu'on distille cette dissolution dans des vaisseaux fermés, une partie de l'acide est entraînée avec l'eau en vapeur, et cristallise dans le récipient. L'eau rend donc, en quelque sorte, cet acide volatil, puisqu'il est parfaitement fixe dans son état d'acide sec.

Il est soluble dans l'alcool, qui brûle avec une flamme verte lorsqu'il en contient. L'acide borique donne également cette couleur verte à la flamme du papier qu'on allume après l'avoir trempé dans sa dissolution.

Distillé avec des huiles, l'acide borique s'y dissout, et

---

[1] Reuss. de sale sedat. 1778.
[2] Kirwan's Min. II, 4.
[3] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 11.
[4] Elements of Chemical Philosophy, p. 218.

spécialement dans les huiles minérales. Il donne avec ces substances des produits fluides et solides, qui colorent l'alcool en vert.

II. On ne connaît point d'action de l'acide borique sur aucun des soutiens simples de combustion.

III. Parmi les combustibles simples, le potassium et le sodium sont les seuls capables de décomposer l'acide borique, au-moins autant qu'on a pu s'en assurer jusqu'à présent par l'expérience.

Le gaz hydrogène ne produit aucun effet sur l'acide borique, quoique mêlé avec du charbon en poudre fine; l'acide est néanmoins susceptible de prendre l'état vitreux. Avec la suie, il se fond en une masse noire bitumineuse qui cependant se dissout dans l'eau, et ne peut être facilement réduite en cendres par la calcination, mais elle se sublime en partie [1].

Lorsqu'on frotte l'acide borique avec du phosphore, il ne l'empêche pas de s'enflammer, mais alors le résidu est une matière jaune terreuse [2].

L'acide borique a peu d'action sur les métaux qu'il oxide, ou ne dissout que très-difficilement, à l'exception cependant du fer, du zinc, et peut-être du cuivre.

L'acide borique se combine avec les alcalis, les terres alcalines et l'alumine, ainsi qu'avec la plupart des oxides métalliques. Il forme par ces combinaisons des composés qu'on appelle *borates*.

---

## SECTION V.

### *De l'Acide silice ou silicique.*

La silice était depuis long-temps classée parmi les *terres propres* ou pures; et cependant elle différait beaucoup de ces corps par ses propriétés, comme incapable de s'unir avec les acides, mais se rencontrant en grande abondance dans la nature, combinée avec des corps alcalins et terreux. M. Smithson suggéra le premier l'idée de ses caractères

---

[1] Keir's Dictionary.
[2] *Ibid.*

acides, et cette opinion a été très-ingénieusement confirmée par Berzelius. Il convient donc de la distinguer par le nom d'*acide silicique*, qui est plus systématique que celui de *silice* par lequel on désignait cette substance, lorsqu'on la considérait comme étant une terre. Je ne doute pas que cette dénomination nouvelle à donner à cette substance ne devienne peu-à-peu d'un usage général.

Préparation. 1. Pour avoir la silice pure, on met dans un creuset un mélange d'une partie de caillou ou de quartz réduit en poudre, avec trois parties de potasse, et on soumet ce mélange à une chaleur suffisante pour le faire fondre complètement. On dissout dans l'eau la masse fondue, on ajoute de l'acide hydrochlorique à cette dissolution pour saturer la potasse, et on évapore à siccité. Vers la fin de l'opération le liquide prend la forme d'une gelée, et lorsque toute l'eau a été enlevée, il reste une masse blanche. On lave à grande eau ce résidu et on le fait sécher. C'est alors la silice à l'état de pureté.

Propriétés. 2. La silice ainsi obtenue est une poudre blanche très-fine, sans saveur ni odeur, dont les molécules sont rudes au toucher, comme le seraient de très-petits grains de sable. Sa pesanteur spécifique est 2,66 [1].

La silice est inaltérable au feu. Lavoisier et Morveau soumirent cette terre à l'action d'un feu excité et soutenu par un courant de gaz oxigène, et elle n'éprouva aucune espèce de changement [2]. Saussure parvint, à-la-vérité, à fondre cette terre au chalumeau, mais en quantité si excessivement petite qu'à peine pouvait-on l'apercevoir à la loupe. Ce savant évalua la température capable de produire cet effet à 4043 degrés de Wedgewood.

Action de l'eau. 3. La silice est insoluble dans l'eau; cependant ce liquide en prend environ une partie sur 1000 lorsqu'elle est nouvellement précipitée de sa dissolution alcaline, par l'acide hydrochlorique [3]. Cette terre n'altère pas les couleurs bleues végétales.

La silice peut absorber le quart de son poids d'eau sans qu'il s'en écoule aucune goutte de ce liquide; mais par l'ex-

---

[1] Kirwan's Min. I, 10.
[2] Jour. de l'Ecole polytechn. L, III, 299.
[3] Kirwan's Min. I, 10.

position à l'air, l'eau s'évapore très-promptement [1]. Lorsque la dissolution alcaline de la silice, précipitée par l'acide hydrochlorique, est évaporée lentement, elle retient une portion considérable d'eau, et prend la forme d'une gelée transparente; mais l'eau qui la met dans cet état s'évapore par degrés, lorsqu'elle est exposée à l'air.

Dans cet état gélatineux, la silice peut être considérée comme un hydrate, mais l'eau ne paraît avoir qu'une faible affinité pour cette terre.

On peut former la silice en pâte avec une petite quantité d'eau. Cette pâte n'a pas la moindre ductilité, et devient, lorsqu'elle a été séchée, une masse friable sans cohérence [2].

La silice est susceptible de prendre la forme cristalline. On en trouve des cristaux dans toutes les parties du monde. On les connaît sous le nom de *cristal de roche*. Ces cristaux, dans leur état de pureté, sont transparens et sans couleur comme le verre. Leur forme varie; celle primitive est un rhomboïde, différant peu du cube; mais la forme qu'ils affectent le plus ordinairement, est un prisme hexagone, terminé à chacune de ses extrémités par des pyramides à six faces, dont les angles correspondent avec ceux du prisme. Leur dureté est très-considérable, elle s'élève à 11; leur pesanteur spécifique est de 2, 653 [3].

On peut imiter artificiellement ces cristaux de deux manières. La première, qui fut découverte par Bergman, consistait à dissoudre la silice dans l'acide fluorique et à abandonner la dissolution, sans la troubler, pendant deux ans. On trouva au bout de ce temps un grand nombre de cristaux au fond du vase qui contenait la dissolution : ils étaient, pour la plupart, de formes irrégulières; mais il en était parmi eux qui avaient celle de cubes à angles tronqués. Ces cristaux étaient durs, mais n'étant pas, sous ce rapport, comparables au cristal de roche [4].

L'autre manière de former artificiellement des cristaux de silice a été accidentellement trouvée. Le professeur Seigling d'Erfurt avait préparé une liqueur siliceuse, étendue d'une beaucoup plus grande quantité d'eau qu'à l'ordinaire, et con-

---

[1] Kirwan's Min. I, 10.
[2] Schéele.
[3] Kirwan's Min. I, 242.
[4] Bergman. II, 32.

tenant une surabondance d'alcali. Il y avait huit ans que cette liqueur était ainsi restée, sans avoir été remuée, dans un vaisseau de verre qui n'était fermé que par une feuille de papier qui en couvrait l'orifice, lorsque le professeur ayant par hasard regardé ce vase, remarqua qu'il contenait un grand nombre de cristaux. Il en envoya à M. Trommsdorf, professeur de chimie à Erfurt, pour les examiner. La liqueur surnageante pesait environ 62 grammes; elle était recouverte à sa surface d'une croûte transparente si ferme qu'on pouvait renverser le vaisseau sans qu'il s'en écoulât une seule goutte de la liqueur. Il y avait au fond du vase des cristaux qu'on reconnut être du sulfate et du carbonate de potasse [1]. La croûte formée à la surface de la liqueur, était en partie, de carbonate de potasse, et en partie, de silice cristallisée en pyramides tétraèdres groupées. Ces cristaux siliceux, d'une transparence parfaite, étaient assez durs pour faire feu avec le briquet [2].

II. Il n'a point encore été reconnu qu'aucun soutien simple de combustion puisse exercer de l'action sur la silice.

III. Il est probable que le potassium et le sodium peuvent, à l'aide de la chaleur, décomposer la silice; mais aucun des autres combustibles simples ne produit d'effet sur cette terre.

Union avec les alcalis.

IV. La silice se dissout aisément dans des lessives d'alcalis fixes; et lorsque l'alcali ayant été saturé par un acide, on fait évaporer la dissolution, la silice s'en sépare sous la forme d'une gelée qui se réduit par la dessication en une poudre blanche. En mêlant cette poudre blanche avec de l'acide fluorique, elle disparaît, et l'acide est immédiatement transformé en gaz. Mais aucun des autres acides ne peut dissoudre la silice. Elle peut à-la-vérité être fondue en verre avec les acides phosphorique et borique.

Lorsque la proportion de potasse excède considérablement celle de la silice, le composé est soluble dans l'eau, et constitue ce qu'on appelait anciennement *liqueur siliceuse*, et quelquefois aujourd'hui, *potasse* ou *soude silicée*. Lorsque c'est la silice qui est en excès, le composé est transparent et sans couleur comme le cristal de roche. Il n'est attaquable ni par l'eau, ni par l'air, ni par les acides (un seul excepté); c'est alors la substance si bien connue sous le nom de *verre*.

---

[1] Combinaison de la potasse avec les acides sulfurique et carbonique.

[2] Nicholson's Journ. I, 217.

L'ammoniaque, soit liquide, soit à l'état gazeux, n'agit point sur la silice.

Avec de la barite.

Il existe une affinité très-marquée entre la barite et la silice. Lorsqu'on verse de l'eau de barite dans une dissolution de potasse silicée, il se forme un précipité que Morveau considéra comme un composé des deux terres à l'état de combinaison [1]. On combine aussi la barite et la silice en les chauffant fortement ensemble ; la masse qu'on obtient est de couleur verdâtre, mais ayant un peu de cohérence [2]. On peut voir, par les résultats des expériences de Kirwan, dont on a formé la table suivante, quels sont les effets de la chaleur sur différens mélanges de barite et de silice [3].

| PROPORTIONS. | CHALEUR. | EFFET. |
|---|---|---|
| 80. Silice.<br>20. Barite. | Wedgewood.<br>150° | Une masse blanche cassante. |
| 75. Silice.<br>25. Barite. | 150° *Id.* | Une masse dure cassante, demi-transparente sur ses bords. |
| 66. Silice.<br>33. Barite. | 150° *Id.* | Fondue en une masse dure, en quelque sorte à l'état d'une porcelaine poreuse. |
| 50. Silice.<br>50. Barite. | 148° *Id.* | Une masse dure non fondue. |
| 20. Silice.<br>80. Barite. | 148° *Id.* | Les bords furent fondus en une matière d'un vert pâle, tenant le milieu entre la porcel. et l'émail. |
| 25. Silice.<br>75. Barite. | 150° *Id.* | Fondue en une masse tant soit peu à l'état de porcelaine poreuse. |
| 33. Silice.<br>66. Barite. | 150° *Id.* | Fondue en une porcel. poreuse, en partie blanche jaunâtre, et en partie blanche verdâtre. |

[1] Morveau, Ann. de Chim. XXXI, 250.
[2] Vauquelin, *ibid* XXIX, 271.
[3] Kirwan's Miner. I, 57.

Lorsque la proportion de la barite est deux ou trois fois celle de la silice, la masse fondue est soluble dans les acides.

Avec la strontiane. La silice s'unit à la strontiane à-peu-près de la même manière qu'avec la barite.

Avec la chaux. Il y a aussi de l'affinité entre la silice et la chaux. En versant de l'eau de chaux dans une dissolution de potasse silicée, il se forme, ainsi que Stucke l'a observé, un précipité qui n'est autre chose qu'un composé de silice et de chaux[1]. On peut également unir ces deux terres en les chauffant ensemble, et leur combinaison forme un verre toutes les fois que la chaux est en quantité au-moins égale à celle de la silice. Kirwan a obtenu les résultats suivans de l'action de la chaleur sur différens mélanges de ces terres[2].

| PROPORTIONS. | CHALEUR. | EFFET. |
|---|---|---|
| 50. Chaux.<br>50. Silice. | Wedgewood.<br>150° | Fondues en une masse blanche, demi-transparente sur ses bords, faisant feu, quoique faiblement, avec le briquet. Elle tenait, en quelque sorte, le milieu entre la porcelaine et l'émail. |
| 80. Chaux.<br>20. Silice. | 156° *Id.* | Une poudre blanche jaunâtre, sans cohérence. |
| 20. Chaux.<br>80. Silice. | 156° *Id.* | Masse cassante non fondue. |

[1] Gadolin, Ann. de Chim. XXII, 110. Morveau, *ibid.* XXXI, 250.
[2] Kirwan's Min. 156.

On parvient difficilement, et à l'aide de la plus violente chaleur qu'il soit possible de produire, à fondre un mélange de parties égales de magnésie et de silice [1]. A une chaleur inférieure, le mélange est infusible, quelles que soient les proportions des deux terres [2]. Avec la magnésie.

Il y a une très-grande affinité entre la silice et l'alumine. Lorsqu'on mêle ensemble des portions égales de dissolutions de potasse silicée et aluminée, il se forme immédiatement une zone brunâtre qui, par l'agitation, s'étend et se délaie dans toute la liqueur, et le mélange prend au bout d'une heure la consistance de gelée [3]. Si l'on réduit ce mélange en pâte avec de l'eau, et qu'on le fasse sécher, il devient cohérent et acquiert un grand degré de dureté : cette dureté augmente encore lorsque cette pâte a été cuite à 160° de Wedgewood; mais il n'y a point de fusion [4]. Achard trouva ce mélange infusible en toutes proportions, à une chaleur qui différait vraisemblablement peu de celle de 150° de Wedgewood; mais à une très-forte chaleur, il se convertit en une espèce de verre opaque, ou plutôt d'émail. La porcelaine, la poterie, les briques, les tuiles, et autres substances semblables, consistent principalement dans ce composé. Les mélanges de silice et d'alumine, dans des proportions diverses, constituent les *argiles;* mais il est rare qu'elles ne contiennent pas quelques autres substances. Avec l'alumine.

Il résulte des expériences de Achard, 1.° qu'un mélange de parties égales de chaux, de magnésie et de silice, peut être fondu en un verre de couleur verdâtre, assez dur pour faire feu avec le briquet; 2.° que le mélange de ces trois terres ne se fond point, lorsque c'est la magnésie qui y entre en plus grande proportion; 3.° que le mélange fond rarement, si c'est la silice qui prédomine : la fusion n'a lieu en effet que dans les proportions de trois parties de silice, de deux de chaux, et une de magnésie, qui forment une porcelaine; 4.° que le mélange est généralement fusible lorsque c'est la chaux qui y entre en plus grande quantité [5].

---

[1] Lavoisier, Mém. Par. 1797, p. 598.

[2] Achard, Mém. Berlin. 1780, p. 33.

[3] Morveau, Ann. de Chim. XXXI, 249.

[4] Kirwan's Miner. I, 58.

[5] Mém. Berlin. 1780, p. 33; et Journ. de Phys. XXIV.

On peut aussi combiner à l'aide de la chaleur, et fondre facilement en une porcelaine de couleur verdâtre, un mélange de silice et d'alumine avec la barite ou la strontiane [1].

Les expériences de Kirvan et de Achard nous apprennent que, dans les mélanges de chaux, de silice et d'alumine, lorsque c'est la chaux qui domine, il y a généralement fusion en verre ou en porcelaine, suivant les proportions. Les seules proportions qui rendirent le mélange infusible furent celles de

| | | |
|---|---|---|
| 2 | 3 | Chaux. |
| 1 | 1 | Silice. |
| 2 | 2 | Alumine. |

Si la silice est en proportion plus forte, le mélange est souvent fusible en émail ou porcelaine, et peut-être même en verre ; si c'est l'alumine dont la quantité est la plus considérable, on peut souvent obtenir une porcelaine, mais jamais un verre [2].

Avec des mélanges de magnésie, de silice et d'alumine, il n'y a point de fusion à 150° de Wedgewood lorsque la magnésie est en excès. Lorsque c'est la silice qui est en plus, on peut souvent obtenir une porcelaine; et trois parties de silice, deux de magnésie, et une d'alumine, forment un verre. Lorsque c'est l'alumine dont la proportion est la plus grande, on ne peut produire autre chose qu'une porcelaine [3].

Achard trouva qu'un mélange de parties égales de chaux, de magnésie, de silice et d'alumine se fond en un verre. Ces terres se fondent aussi lorsqu'elles sont mélangées en diverses autres proportions, et spécialement lorsque la silice domine.

Poids d'un atôme de silice.

On ne peut guère douter que dans ces cas, il ne se forme une combinaison chimique entre la silice et la terre; et que, dans cette combinaison, la silice n'agisse comme acide, et la terre comme corps alcalin ; mais il n'est pas facile de déterminer les proportions dans lesquelles ces corps se saturent entre eux, parce qu'aucun phénomène n'indique le point de saturation. Peut-être que le moyen le plus sûr pour le reconnaître serait celui d'avoir recours aux composés déjà for-

---

[1] Kirwan.

[2] Kirwan's Min. I, 73.

[3] *Ibid.* p. 72.

més par la nature; composés que dans leur état de cristallisation, on peut considérer comme des *silicates neutres*. Deux exemples, que je choisirai parmi beaucoup d'autres, suffiront pour faire voir que le nombre 2, précédemment indiqué pour le poids d'un atôme de silice, n'avait pas été pris au hasard.

Le minéral appelé *sommite* ou *néphéline*, qui se trouve ordinairement parmi les productions volcaniques cristallisées en prismes hexaèdres réguliers, est composé, suivant Vauquelin, de 49 alumine + 46 silice. Or 49 : 46 :: 2,125 : 1,994, de sorte que si ce minéral est formé de 1 atôme silice + 1 atôme alumine, le poids d'un atôme de silice sera 1.994. Il est un autre minéral appelé *Schaalstein*, pierre calcaire testacée, qui ne s'est encore rencontré jusqu'à présent que dans le Bannat de Tameswar. Il est à cassure imparfaitement lamelleuse et translucide. D'après l'analyse que Klaproth a faite de ce minéral, il consiste en 50 silice + 45 chaux; or 45 : 50 :: 3,625 : 4,03; d'où il suit que le schaalstein est un bisilicate de chaux, ou un composé de 2 atômes silice + 1 atôme chaux; alors le poids d'un atôme de silice sera 2,015. Or le terme moyen de 1,994 et 2,015 . est 2,0045 : ainsi ces deux minéraux donnent 2 pour le poids d'un atôme de silice.

---

## SECTION VI.

### *De l'Acide phosphorique.*

I. 1. Le moyen le plus simple et le plus économique de se procurer l'acide phosphorique, est celui qui consiste à laisser le phosphore se résoudre lentement en une liqueur acide par sa combustion spontanée dans l'atmosphère. Après avoir mêlé avec de l'acide nitrique la liqueur produite, et l'avoir laissée ainsi en digestion pendant quelque temps, il faut l'évaporer à siccité pour en chasser l'excès d'acide nitrique qu'elle contient. Le résidu sec de cette opération est l'acide phosphorique combiné avec une portion d'eau et à l'état d'hydrate. Préparation.

2. L'acide phosphorique ainsi obtenu a l'aspect du verre. Il est quelquefois transparent; mais le plus ordinairement, il a jusqu'à un certain point une apparence laiteuse Il rougit les Propriétés.

couleurs bleues végétales; il n'a point d'odeur; sa saveur est très-acide; mais il ne détruit pas le tissu des corps organisés.

Exposé à l'air, il attire promptement l'humidité, et s'y résout en un liquide épais de consistance oléagineuse. C'est dans cet état qu'il se trouve le plus ordinairement dans les laboratoires de chimie; en le chauffant dans un creuset de platine, son eau s'évapore peu-à-peu, et le laisse à l'état d'une gelée transparente. Si on continue la chaleur, il entre en ébullition et se boursouffle; ce qui provient de ce qu'alors les dernières parties d'eau qu'il avait retenues s'en séparent en enlevant avec elles une petite portion d'acide. A une chaleur rouge, il passe à l'état de fonte tranquille, et de liquide transparent; il prend en refroidissant, la forme vîtreuse, et devient semblable au cristal le plus pur. Il est connu dans cet état sous le nom de *verre phosphorique*. Ce verre n'est autre chose que de l'acide phosphorique, privé d'une portion de son eau. Il a une saveur acide, il est soluble dans l'eau, et déliquescent à l'air; chauffé au rouge, il s'évapore en une fumée blanche très-abondante, à moins que l'évaporation ne soit empêchée par la présence d'une base.

La pesanteur spécifique de cet acide est de 2,687 lorsqu'il est sec [1], de 2,8516 dans son état de verre [2], et de 1,417 lorsqu'il est en déliquescence [3].

Action de l'eau.

3. L'acide phosphorique est très-soluble dans l'eau. Lorsqu'il est à l'état de flocons blancs, sa dissolution dans ce liquide a lieu avec un sifflement semblable à celui d'un fer rouge qu'on y plonge; elle est beaucoup plus lente lorsqu'il est à l'état de verre. La combinaison de cet acide avec l'eau produit beaucoup moins de calorique dégagé, que celle de ce même liquide avec l'acide sulfurique. Le mélange, à parties égales, d'acide phosphorique obtenu par déliquescence, et d'eau distillée, ne produit qu'une élévation d'un demi-degré environ du thermomètre centigrade, ainsi que l'a observé M. Sage. Lavoisier le fit monter de 7° centig., en mêlant de l'acide phosphorique concentré, en consistance de sirop, avec une quantité égale d'eau; et avec cet acide aussi épais que de la térébenthine, l'élévation fut de 10 à 40° [4].

---

[1] Bergman's Sciographia, p. 20. Traduction anglaise.
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 11.
[3] Encycl. méthod. chim. I, 221.
[4] Keir's Dictionary.

II. On n'a point encore reconnu aux soutiens simples de combustion, d'action sur l'acide phosphorique.

III. Parmi les combustibles simples acidifiables, l'effet de l'hydrogène sur l'acide phosphorique n'a point été examiné. D'après la théorie, cet effet devrait être la décomposition de l'acide et la formation d'hydrogène phosphoré et d'eau. Le charbon décompose l'acide phosphorique. On n'a point essayé l'action sur cet acide, du bore et du silicium. Celle du phosphore, du soufre, de l'arsenic et du tellure est probablement peu sensible. Des combustibles.

L'acide phosphorique est facilement décomposé par le potassium et le sodium, ce qu'on s'est assuré n'avoir lieu que par un petit nombre des autres métaux. Cet acide, à l'état liquide, peut oxider quelques-uns des métaux, spécialement à l'aide de la chaleur: il y a en même-temps émission de gaz hydrogène; d'où nous voyons que l'oxidation est due à la décomposition de l'eau. C'est ainsi qu'il oxide le fer, l'étain, le plomb, le zinc, l'antimoine, le bismuth et le manganèse; mais cet effet sur quelques-uns de ces métaux n'a lieu que très-lentement. Fondu avec plusieurs d'entre eux, tels que l'étain, le fer et le zinc, il est converti en phosphore; cela prouve qu'ils ont pour l'oxigène une affinité plus forte. Des métaux.

L'acide phosphorique ne produit aucun effet sur l'or, le platine, l'argent, le cuivre, le mercure, l'arsenic, le cobalt et le nickel. Il paraît cependant avoir quelqu'action sur l'or par voie sèche; car en le faisant fondre avec une feuille d'or, il prend une couleur pourpre, ce qui est une preuve que l'or a été oxidé.

IV. On a essayé de diverses manières de reconnaître la proportion de l'oxigène combiné avec le phosphore dans l'acide phosphorique; mais il y a lieu de croire que jusqu'à présent on n'y a pas réussi. On peut induire de la composition des phosphates neutres que le nombre équivalent pour l'acide phosphorique est 4,5. J'ai fait voir précédemment que le poids d'un atôme de phosphore est 1,5; d'où il suit que l'acide phosphorique est composé de Composition.

| | | |
|---|---|---|
| Phosphore. . . . . | 1,5 . . . . . | 100 |
| Oxigène. . . . . | 3,0 . . . . . | 200 |

## SECTION VII.

### *De l'Acide phosphoreux.*

Préparation. I. Cet acide fut examiné, pour la première fois dans son état de pureté, par Humphry Davy. On peut l'obtenir en sublimant dans un tube de verre, du phosphore à travers du sublimé corrosif (perchlorure de mercure) en poudre. Il se produit un liquide incolore, qu'on mêle avec de l'eau, pour l'évaporer ensuite jusqu'à consistance de sirop. Dans cet état, c'est une combinaison d'acide phosphoreux et d'eau. Par le refroidissement de la liqueur, l'acide phosphoreux devient solide. Sa saveur est acide, il rougit les couleurs bleues végétales, et présente tous les caractères d'un acide énergique. Lorsqu'on le soumet à l'action d'une forte chaleur à vaisseaux ouverts, il prend feu. Il y a dégagement abondant de gaz hydrogène phosphoré, et le résidu est de l'acide phosphorique. Humphry Davy s'est assuré, qu'en chauffant dans des vaisseaux fermés, dix parties d'acide phosphoreux, il se dégage 1,5 parties de phosphore bihydrogéné, et il reste 8,5 parties d'acide phosphorique*. D'après cette expérience, l'hydrate d'acide phosphoreux est formé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide phosphoreux. . . . | 80,74 . . . | 100 |
| Eau. . . . . | 19,26 . . . | 23,85 |
| | 100,00 | |

Ce qui se rapproche de très-près d'un composé de trois atômes d'acide phosphoreux et de deux atômes d'eau; et alors il consisterait en

| | |
|---|---|
| Acide phosphoreux. . . . . | 100 |
| Eau. . . . . | 21,47 |

Il est probable que sa composition réelle est de 1 atôme acide + 1 atôme eau, ou

| | |
|---|---|
| Acide. . . . . | 100 |
| Eau. . . . . | 32 |

* Phil. Trans. 1812, 408.

II. Il n'a point été publié jusqu'à présent d'expériences concernant l'action sur cet acide des soutiens et combustibles simples.

III. D'après la composition du petit nombre de *phosphites* qui ont été examinés jusqu'à présent, on voit que le nombre équivalent pour l'acide phosphoreux est 3,5; et par conséquent cet acide doit être évidemment composé de Composition.

| | | |
|---|---|---|
| Phosphore. . . . . | 1,5 . . . . | 100 |
| Oxigène. . . . . | 2,0 . . . . | 133,3 |

Dulong a fait une suite d'expériences sur l'acide formé par la combustion lente du phosphore, acide qu'on était dans l'usage de considérer comme étant l'*acide phosphoreux*. Il le trouva toujours composé exactement des mêmes proportions d'acides phosphorique et phosphoreux; ce qui le porta à considérer l'acide formé par la combustion lente du phosphore comme consistant dans ces deux acides à l'état d'union chimique; en conséquence, il a cru devoir le distinguer par le nom d'acide *phosphatique*. Mais son analyse, ainsi que celle de Thénard, ne semblent pas mériter beaucoup de confiance *.

---

## SECTION VIII.

### *De l'Acide hypophosphoreux.*

I. Cet acide, récemment découvert par Dulong, n'a encore été qu'imparfaitement examiné. Il est probable que la matière d'un blanc de neige, qui se sublime lorsqu'on chauffe le phosphore dans un tube de verre étroit, et qui brûle spontanément avec le contact de l'atmosphère, est cet acide. Il a une saveur aigre et se dissout facilement dans l'eau chaude. Mais Dulong se le procurait par le procédé suivant. Découverte.

On laisse dans l'eau du phosphure de barite jusqu'à ce que tout le gaz hydrogène phosphoré qu'elle est susceptible de former se soit dégagé; on sépare alors par le filtre les phosphates insolubles. La liqueur filtrée tient en dissolution une combinaison d'acide hypophosphoreux et de barite, ou un *hypophos-* Préparation.

---

* Thénard le trouva composé de 100 phosphore ± 110,4 oxigène; et Dulong de 100 phosphore + 109 oxigène.

*phite* de barite; on précipite la base de ce sel par une quantité convenable d'acide sulfurique, et après avoir séparé le précipité de la liqueur en la filtrant, il n'y reste plus qu'une dissolution d'acide hypophosphoreux dans l'eau *.

Lorsque cette dissolution acide est suffisamment concentrée par évaporation, il ne se dégage que de l'eau pure, et l'on obtient un liquide visqueux, d'une saveur fortement acide, rougissant les couleurs bleues végétales, et incristallisable. Par un plus grand degré de chaleur l'acide est décomposé, il se développe du gaz hydrogène phosphoré, un peu de phosphore se sublime, et il reste de l'acide phosphorique. L'acide hypophosphoreux absorbe l'oxigène de l'atmosphère, et même d'autres corps, avec une très-grande énergie. Pour parvenir à faire l'analyse de cet acide, Dulong en transforma une quantité donnée en acide phosphorique par le moyen du chlore, et il conclut de ses expériences, que l'acide hypophosphoreux est composé de

| | |
|---|---|
| Phosphore..... | 100 |
| Oxigène..... | 37,44 |

Composition. Mais cette analyse de Dulong n'est pas de nature à inspirer une grande confiance dans son exactitude. L'acide phosphorique étant un composé de 1 atôme phosphore + 3 atômes oxigène, et l'acide phosphoreux consistant en 1 atôme phosphore + 2 atômes oxigène, il y a quelque raison de douter que l'acide hypophosphoreux soit formé de 1 atôme phosphore + 1 atôme oxigène, ou que ce soit un composé en poids de

| | | |
|---|---|---|
| Phosphore..... | 1,5..... | 100 |
| Oxigène..... | 1,0..... | 66,6 |

II. L'action de soutiens et des combustibles sur l'acide hypophosphoreux reste encore inconnue.

Hypophosphites III. On a donné le nom d'*hypophosphites* aux sels que forme l'acide hypophosphoreux, par son union avec les bases salifiables. Ces sels ont la propriété remarquable d'être tous très-solubles dans l'eau; ils se rapportent, à cet égard, aux *nitrates* et *acétates* qui ont la même propriété. D'un autre côté, les *phosphites* et les *phosphates* sont, en grand nombre, insolubles.

---

* Ann. de Chim. et Phys. II, 141.

## SECTION IX.

### *De l'Acide sulfurique.*

I. On peut se procurer l'acide sulfurique par deux procédés différens. Le premier, qui a été pendant long-temps employé à Nordhausen en Allemagne, fournit un acide fumant, coloré en noir, et d'une pesanteur spécifique considérablement plus grande que celle de l'acide sulfurique fabriqué dans d'autres pays. Ce procédé de Nordhausen consiste à distiller du vitriol vert, sulfate de fer, préalablement dépouillé de son eau de cristallisation. L'acide sulfurique est séparé de l'oxide de fer par la chaleur; et cet acide doit sa propriété d'être fumant, ainsi que sa pesanteur spécifique plus grande, à ce qu'il ne retient plus à l'état d'union avec lui qu'une petite quantité d'eau. Préparation.

Dans les fabriques d'acide sulfurique, en Angleterre, on employe la méthode qui suit. On fait brûler un mélange formé d'une partie de nitrate de potasse et de sept parties environ de soufre, dans de grandes chambres entièrement doublées de plomb, dont le fond ou le sol est recouvert d'eau. Par cette combustion, le soufre est converti en gaz acide sulfureux, tandis qu'en même-temps l'acide du nitrate de potasse étant décomposé, il s'en dégage du gaz nitreux (deutoxide d'azote), et ce gaz venant en contact avec l'oxigène de l'atmosphère, est immédiatement transformé en acide nitreux. Les acides nitreux et sulfureux s'unissent, et perdent en conséquence leur forme gazeuse. Mais dès l'instant qu'ils se trouvent en contact avec l'eau qui garnit le fond de la chambre, leur union est détruite, l'acide sulfureux est converti en acide sulfurique, aux dépens de l'acide nitreux, qui étant ainsi privé de la portion d'oxigène qu'il avait prise dans l'atmosphère, redevient gaz nitreux et s'échappe sous cette forme. Dans cet état, il reprend de l'oxigène à l'air, se convertit de nouveau en acide nitreux, s'unit avec l'acide sulfureux, et se dégage encore à l'état de gaz nitreux lorsque ces acides unis touchent l'eau du fond de la chambre. Ces combinaisons et décompositions successives continuent ainsi d'avoir lieu jusqu'à ce que tout l'acide sulfureux ait été converti en acide sulfurique*. Lorsque l'eau du fond de la chambre, qui s'est imprégnée par degré d'acide sulfurique, en est suffisamment char-

* C'est à MM. Clément et Desormes qu'est due cette très-ingé-

gée, on l'évapore dans des chaudières de plomb pour la concentrer, et lorsque son degré de concentration est devenu assez fort pour que l'acide puisse agir sur le plomb à la chaleur de l'eau bouillante, on décante le liquide dans des cornues de verre où l'on continue de pousser cette concentration de l'acide jusqu'à ce que sa pesanteur spécifique soit devenue d'environ 1,85 ou 1,84. C'est dans cet état qu'on le trouve dans le commerce.

Ce fut le docteur Roebuck qui introduisit le premier, dans la fabrication de l'acide sulfurique, l'emploi des chambres de plomb, et le prix de cet acide, en Angleterre, tomba immédiatement au quart de celui qu'il avait auparavant. On en substitua, en conséquence, dans l'art du blanchiment, l'usage au lait aigri; et ce fut le premier grand perfectionnement que cet art dut à la chimie moderne. L'acide sulfurique du commerce contient toujours un peu de sulfates de plomb et de potasse, provenant des chambres de plomb et du nitrate de potasse employé à sa préparation. Mais on le sépare aisément de ces matières étrangères par une distillation à feu nu dans une cornue de verre.

En distillant l'acide sulfurique fumant de Nordhausen, dans une cornue de verre, à une chaleur ménagée, et en ayant soin d'entourer de glace le récipient, la portion de cet acide qui a la propriété de s'exhaler en fumée passe la première, et on peut l'obtenir séparément en arrêtant la distillation à temps. C'est alors l'acide sulfurique dans son état de pureté absolue.

Propriétés. 1. L'acide sulfurique ainsi obtenu parfaitement pur, est solide, et paraît être composé de filamens soyeux. Il est dur, difficile à couper, et ressemble beaucoup au minéral appelé asbeste. Exposé à l'air il répand des fumées abondantes, et finit par s'exhaler par degrés en vapeur. On peut le tenir pendant quelque temps entre les doigts sans qu'il agisse d'une manière sensible sur la peau; mais après un certain temps, on finit par éprouver une sensation douloureuse dans l'intérieur des doigts. Cet acide sulfurique conserve l'état solide jusqu'à la température de 16° centigrades. Mais à un plus haut degré de chaleur, il prend la forme d'une vapeur in-

---

nieuse et très-satisfaisante explication, qui fut rendue complète par Humphry Davy. *Voy.* Ann. de Chim. LIX, 329. *Voy.* aussi New System of Chemical Philosophy de Dalton. II, 396; et Davy's Elements, p. 277.

colore, qui devient blanche par son contact avec l'air humide.

2. Il n'a pas été possible de déterminer la pesanteur spécifique de cet acide solide, parce qu'il a de l'action sur tout liquide avec lequel on le met en contact. On n'a pas constaté non plus la pesanteur spécifique de la vapeur; mais cet acide doit être composé de 100 volumes de gaz acide sulfureux, et de 50 volumes de gaz oxigène, condensés en 100 volumes; et par conséquent sa pesanteur spécifique devrait être de 2,777, celle de l'air atmosphérique étant 1.

3. Lorsqu'on laisse tomber quelques gouttes de cet acide dans l'eau, il s'y combine avec tant de violence qu'il occasionne un sifflement semblable à celui qui a lieu lorsqu'on plonge une barre de fer rouge dans ce liquide; et lorsque la quantité d'acide jeté dans l'eau est considérable, il se produit une sorte d'explosion, qui est due au développement subit d'une grande quantité de calorique, mais il ne se dégage rien autre chose que de la vapeur d'eau. Lorsque cet acide est uni avec un cinquième environ de son poids d'eau, il est converti en acide sulfurique ordinaire concentré du commerce, qui est un hydrate d'acide sulfurique.

4. Il paraît, d'après les expériences de Vogel, que l'acide sulfurique absolu est capable de dissoudre le soufre et de prendre une couleur bleue, verte ou brune, selon la proportion de soufre qu'il tient en dissolution. Le phosphore le décompose en absorbant son oxigène avec une impétuosité telle qu'il prend feu *.

5. La pesanteur spécifique de l'acide sulfurique fumant de Nordhausen est 1,896. Je le considère comme étant formé de 2 atômes d'acide avec 1 atôme d'eau, ou de

| | | |
|---|---|---|
| Acide sulfurique..... | 10 | .. 100 |
| Eau..... | 1,125.. | 11,25 |

Par son exposition à la chaleur, il s'en sépare un des atômes de l'acide sulfurique. Le surplus continue d'être uni à un atôme d'eau, constituant ainsi l'hydrate ordinaire, ou l'acide le plus concentré qu'il soit possible d'obtenir par la combustion du soufre et du nitrate de potasse.

6. L'acide sulfurique concentré, fabriqué en Angleterre, est un liquide transparent comme l'eau, avec une sorte de consistance oléagineuse, ce qui lui avait fait donner anciennement le nom d'*huile de vitriol* par lequel on le distinguait. Sa sa- Acide liquide

* Vogel, Schweigger's Journal. IV, 121.

veur est d'une acidité intense. Il rougit les couleurs bleues végétales, et charbonne promptement les substances végétales et animales sur lesquelles on l'applique, spécialement lorsque son action est aidée par la chaleur.

7. La pesanteur spécifique de cet acide, et son terme d'ébullition varient en raison de la proportion d'eau qu'il contient. La table très-importante qui suit, dressée par Dalton, d'après ses propres expériences, présente une vue satisfaisante de l'une et l'autre de ces variations *.

Table de sa force et de son point d'ébullition.

| ATOMES. | | ACIDE POUR CENT | | PESANTEUR | TERME |
|---|---|---|---|---|---|
| ACIDE. | EAU. | en poids. | en mesure. | spécifique. | d'ébullition. |
| 1 + | 1 | 81 | 150 | 1,850 | 327° centig. |
| | | 80 | 148 | 1,849 | 318 |
| | | 79 | 146 | 1,848 | 310 |
| | | 78 | 144 | 1,847 | 301 |
| | | 77 | 142 | 1,845 | 293 |
| | | 76 | 140 | 1,842 | 284 |
| | | 75 | 138 | 1,838 | 277 |
| | | 74 | 135 | 1,833 | 268 |
| | | 73 | 133 | 1,827 | 260 |
| | | 72 | 131 | 1,819 | 253 |
| | | 71 | 129 | 1,810 | 245 |
| | | 70 | 126 | 1,801 | 240 |
| | | 69 | 124 | 1,791 | 230 |
| 1 + | 2 | 68 | 121 | 1,780 | 224 |
| | | 67 | 118 | 1,769 | 217 |
| | | 66 | 116 | 1,757 | 210 |
| | | 65 | 113 | 1,744 | 204 |
| | | 64 | 111 | 1,730 | 198 |
| | | 63 | 108 | 1,715 | 194 |
| | | 62 | 105 | 1,699 | 190 |
| | | 61 | 103 | 1,684 | 186 |
| | | 60 | 100 | 1,670 | 182 |
| 1 + | 3 | 58,6 | 97 | 1,650 | 177 |
| | | 50 | 76 | 1,520 | 143 |
| | | 40 | 56 | 1,408 | 127 |
| 1 + | 10 | 30 | 39 | 1,30 + | 116 |
| 1 + | 17 | 20 | 24 | 1,20 | 107 |
| 1 + | 38 | 10 | 11 | 1,10 — | 103 |

* New System of Chemical Philosophy. II, 404.

8. L'acide sulfurique exposé à un degré de froid suffisant cristallise, ou se congèle; et après que cet effet a eu une fois lieu, il se glace de nouveau par un degré de froid de beaucoup inférieur [1]. Morveau le fit congeler à 20 degrés au-dessous de zéro centigrade; il prit l'apparence de neige glacée. Après que la congélation eut commencé d'avoir lieu, elle continua par un froid beaucoup moins intense. L'acide se fondit lentement à 2°,5 centigr. au-dessous de zéro; mais il se gela de nouveau à la même température, et il mit cinq jours à entrer en fusion à la température de + 6 degrés centigrades [2]. Chaptal, qui fabriquait en grand cet acide, observa une fois que dans de grands vaisseaux de verre, qui en étaient remplis, il se forma des cristaux à la température de + 9° centig. Ces cristaux étaient groupés, et consistaient en prismes hexaèdres terminés par une pyramide à six faces. Ils étaient plus chauds au toucher que les corps voisins, et ils se fondaient en les maniant [3]. Chaptal a remarqué que l'acide sulfurique cristallise plus facilement lorsqu'il n'est pas trop concentré. Cette observation a été portée beaucoup plus loin par M. Keir. Il trouva que l'acide sulfurique d'une pesanteur spécifique de 1,780 se congèle à + 7° centigrades, mais que s'il est beaucoup plus ou beaucoup moins concentré, il exige pour sa congélation un degré de froid beaucoup plus considérable [4]. J'ai trouvé que de l'acide sulfurique concentré autant qu'il est possible, peut être refroidi dans les tubes thermométriques jusqu'à la température de 38° centigrades au-dessous de zéro avant qu'il se congèle [5]. Congélation.

9. L'acide sulfurique a une très-forte attraction pour l'eau. Neuman trouva que, par son exposition à l'atmosphère, il en absorbait l'eau jusqu'à augmenter de plus de six fois de son poids. Suivant M. Gould, cette absorption est, pour 180 gram. d'acide, de 68 grammes d'eau le premier jour, de 58 le second, de 39 le troisième, de 23 le quatrième, de 18 le cinquième, puis seulement de 5, 4, 3, etc., et enfin le 28.e jour Action de l'eau.

---

[1] Le point de congélation fut constaté par le duc d'Ayen, en 1776. *Voy.* le Dictionn. de Macquer.

[2] Encycl. méthod. chim. I, 376.

[3] Journ. de Phys. XXXI, 473.

[4] Phil. Trans. LXXVII, part. II.

[5] *Voy.* Vol. I, p. 101, pour les lois de sa congélation.

l'augmentation n'était plus que d'un demi-gramme [1]. On voit donc que l'affinité de l'acide sulfurique pour l'eau devient d'autant plus faible qu'il approche de plus près du terme où il en doit être saturé, ainsi que cela a lieu en général à l'égard d'autres substances.

II. Il n'a pas encore été reconnu qu'aucun des soutiens simples de combustion agisse sur l'acide sulfurique.

III. L'acide sulfurique est décomposé par la plupart des combustibles simples, à l'aide de la chaleur.

Des combustibles. 1. Lorsqu'on fait passer ensemble à travers un tube de porcelaine rouge de feu, du gaz hydrogène et de l'acide sulfurique, l'acide est complètement décomposé. Il y a de l'eau formée, et il se dépose du soufre [2].

2. A la température de l'eau bouillante, le charbon enlève aussi de l'oxigène à l'acide sulfurique et le convertit en acide sulfureux. Il le transforme même en soufre à une chaleur rouge.

3. Le bore et le silicium décomposeraient aussi l'acide sulfurique, mais on n'en a pas fait l'essai.

4. Le phosphore absorbe, à l'aide de la chaleur, l'oxigène de l'acide sulfurique ; il y a dégagement d'acide sulfureux et formation d'acide phosphorique.

5. Le soufre qu'on fait bouillir dans l'acide sulfurique lui enlève une portion de son oxigène, ou au-moins se combine avec lui, et le tout est converti en acide *sulfureux*.

Des métaux: 6. Si l'on met du zinc ou du fer dans de l'acide sulfurique, il se produit une action violente, si cet acide est étendu d'eau; l'eau est décomposée, son hydrogène se dégage, et son oxigène se combine avec les métaux. Si l'acide est concentré, l'action est beaucoup moins forte, et il y a émission de gaz acide sulfureux. L'effet de l'acide sulfurique sur l'étain et sur le cuivre est très-lent et très-faible à froid; à chaud, il les oxide et les dissout. Il n'en produit aucun sur l'argent, le mercure, l'antimoine, le bismuth, l'arsenic et le tellure, si ce n'est à une température assez élevée. Ces métaux lui enlèvent une portion de son oxigène avec laquelle ils se combinent en devenant oxides, et ils changent l'acide sulfurique en acide sulfureux. L'acide sulfurique, à l'état d'ébullition, oxide le plomb, et dissout le cobalt, le nickel et le molybdène; mais à quelque

---

[1] Phil. Trans. 1684.
[2] Fourcroy. II. 62.

degré de chaleur que cet acide puisse être porté, il n'a aucune action sensible sur l'or et sur le platine.

IV. L'acide sulfurique s'unit très-facilement aux alcalis et aux terres, ainsi qu'à la plupart des oxides métalliques. Il résulte de ces combinaisons, des sels qu'on a appelés *sulfates;* ainsi, avec la soude, il forme le *sulfate de soude;* avec la chaux, le *sulfate de chaux*, etc. Des alcalis et des terres.

V. On a déja fait voir, dans une partie précédente de ce volume, que l'acide sulfurique est un composé de 1 atôme soufre + 3 atômes oxigène, ou, en poids, de Composition.

| | | |
|---|---|---|
| Soufre.. . . . . | 2 . . . . . | 100 |
| Oxigène. . . . . | 3 . . . . . | 150 |

---

## SECTION X.

### *De l'Acide sulfureux.*

I. L'ACIDE sulfureux peut s'obtenir en chauffant à la lampe, dans une petite cornue, un mélange de deux parties de mercure et d'une partie d'acide sulfurique en poids; il se produit aussitôt une vive effervescence, et il s'exhale de la cornue un gaz qui peut être recueilli dans des cloches remplies de mercure. Ce gaz est l'*acide sulfureux*. Préparation.

1. L'acide sulfureux, à l'état de gaz, est sans couleur et invisible comme l'air. Il est incapable d'entretenir la combustion : les animaux ne peuvent le respirer sans périr. Son odeur forte et suffocante est précisément la même que celle du soufre qui brûle avec une flamme bleue, le soufre étant, par une semblable combustion, converti en totalité en acide sulfureux. Sa pesanteur spécifique est 2,222, celle de l'air étant 1. Propriétés.

2. Cet acide rougit les couleurs bleues végétales, et il en détruit, par degrés, le plus grand nombre. Il exerce cette action sur une grande variété de couleurs végétales et animales. Aussi emploie-t-on avec avantage la vapeur du soufre enflammé pour le blanchiment des laines, et pour enlever de dessus le linge les taches de fruits.

Planche a observé qu'en versant goutte à goutte, et en quantité suffisante, de l'acide sulfureux dans du sirop de violette étendu d'eau, préalablement rougi par des acides, et contenu dans des flacons bouchés, cet acide sulfureux

restituait au sirop de violette sa couleur bleue, et que son intensité diminuait par degrés [1].

3. Le docteur Priestley découvrit qu'en chauffant fortement cet acide dans des vaisseaux fermés, il déposait du soufre, et se changeait en acide sulfurique [2]. Les expériences de Berthollet lui donnèrent les mêmes résultats, mais que n'obtinrent point Fourcroy et Vauquelin [3].

Suivant Monge et Clouet, lorsque le gaz acide sulfureux, à l'état de concentration, est exposé à une température de — 28° centig., il se condense en un liquide [4].

Action de l'eau.

4. L'eau absorbe cet acide avec rapidité. Suivant le docteur Priestley, 100 gram. d'eau peuvent absorber 3,96 gram. de cet acide, à la température de 12°,50 centig. D'un autre côté, Fourcroy assure que l'eau peut prendre les 0,33 de son poids de gaz acide sulfureux, à la température de 4°,50 centig. [5]. En faisant l'expérience, j'ai trouvé que 10 centim. cubes d'eau à la température de 16° centig., et sous la pression de 76 centim. de mercure, absorbent 330 centim. du gaz. Mais 10 centim. cubes d'eau pèsent 10 grammes, et 330 centim. du gaz pèsent 0gr,9145. Donc, 1000 parties d'eau, en poids, absorbent 91,45 parties de ce gaz. Ce résultat excède de beaucoup l'évaluation de Priestley, quoiqu'il soit au-dessous de celle de Fourcroy. L'eau imprégnée de ce gaz acquiert, d'après mes expériences, une pesanteur spécifique de 1,0513, même à la température de 20° centig.; et cette température de l'eau peut être ramenée à celle de la glace sans qu'aucune portion du gaz acide s'en sépare. En chauffant à 18° centigr., de l'eau saturée de cet acide à la température de zéro, il s'y forme une quantité considérable de bulles qui augmentent continuellement et s'élèvent à la surface. Ces bulles sont une portion de l'acide qui se sépare de l'eau. Cet acide se gèle à peu de degrés au-dessous de zéro centigr. [6].

II. De tous les soutiens simples de combustion, l'oxigène

---

[1] Ann. de Chim. LX, 253.
[2] On Air. II, 330.
[3] Nicholson's Journ. I, 313.
[4] Fourcroy. II, 74.
[5] *Ibid.* p. 77.
[6] Fourcroy et Vauquelin; Nicholson's Journ. I, 513.

est le seul dont on ait examiné plus particulièrement l'action sur le gaz acide sulfureux.

Les gaz oxigène et acide sulfureux ne se combinent point à la température ordinaire de l'atmosphère lorsqu'ils sont bien secs; mais si l'eau est présente, ils se combinent par degrés et sont convertis en acide sulfurique. En faisant passer dans un tube de porcelaine rouge de feu, un mélange des gaz acide sulfureux et oxigène, ou en faisant traverser ce mélange par des étincelles électriques, les deux gaz se combinent et constituent l'acide sulfurique.

III. L'action des combustibles simples acidifiables sur le gaz acide sulfureux, n'a pas été examinée avec beaucoup de soin. Action des combustibles.

Suivant les expériences de Fourcroy et Vauquelin, le gaz hydrogène ou le charbon, lorsqu'on les fait agir sur ce gaz à une chaleur rouge, le décomposent complètement; il se forme de l'eau, ou de l'acide carbonique, et il se dépose du soufre [1]. L'action du bore et du silicium n'a pas été essayée. Le phosphore et le soufre ne peuvent décomposer le gaz acide sulfureux.

Il est facilement décomposé par le potassium et le sodium. Il dissout le fer sans aucune émission de gaz ainsi que M. Higgins l'observa pour la première fois [2]. Berzelius reconnut aussi le premier que le gaz acide sulfureux soumis à l'action du peroxide de plomb est absorbé et que le peroxide est converti en sulfate ordinaire de plomb [3]. Le peroxide de manganèze produit le même changement sur ce gaz acide. On ne connaît encore qu'imparfaitement l'action que peuvent exercer sur lui les autres métaux et leurs oxides.

IV. Lorsqu'on laisse en contact, pendant un temps suffisant, de l'acide hydro-chloro-nitrique et du sulfure de carbone, cette substance est transformée en un corps cristallisé, insoluble dans l'eau, mais qui se dissout dans l'alcool et dans l'éther. Ce corps, d'une saveur acide, ressemble beaucoup au camphre par ses propriétés. D'après l'analyse que Berzelius en a faite, cette substance est un composé triple d'acide Acide triple.

---

[1] Fourcroy et Vauquelin.

[2] Higgins' Comparative View, p. 49.

[3] Phil. Trans. 1813, p. 186.

hydrochlorique, d'acide sulfureux et d'acide carbonique, dans les proportions ci après, savoir :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide hydrochlorique. . . | 48,74 | ou 2 | atômes. |
| Acide sulfureux. . . . . | 29,63 | 1 | |
| Acide carbonique. . . . . | 21,63 | 1 | |
| | 100,00 | | |

Mais la nature de cette substance problématique exigerait un examen plus approfondi [1].

Composition. V. Il semble résulter très-clairement des expériences de Humphry Davy, que le gaz oxigène peut être transformé en gaz acide sulfureux sans éprouver aucun changement de volume [2] ; d'où il suit que le gaz acide sulfureux est un composé de 1 volume gaz oxigène + 1 volume vapeur de soufre, condensés dans 1 volume.

D'un autre côté, la vapeur d'acide sulfurique est formée de 1,5 volume d'oxigène + 1 volume vapeur de soufre, condensés en 1 volume ; d'où il suit que leurs pesanteurs spécifiques sont :

| | |
|---|---|
| Gaz acide sulfureux. . . . . | 2,222 |
| Vapeur d'acide sulfurique.. . . . . | 2,777 |

Et ils consistent en

| | Soufre. | | Oxigène. | | Soufre. | | Oxigène. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide sulfureux. . | 1 atôme | + | 2 atômes | ou | 100 | + | 100 |
| Acide sulfurique. | 1 | + | 3 | | 100 | + | 150 |

VI. L'acide sulfureux se combine avec les bases salifiables, et ces combinaisons constituent un genre de sels connus sous le nom de *sulfites*.

---

Acide hyposulfureux. Outre les deux composés acides de soufre et d'oxigène, il est de la plus complète évidence qu'il existe un troisième composé de 1 atôme soufre + 1 atôme oxigène, ou de 100 soufre + 50 oxigène, en poids; composé auquel on peut donner le nom d'*acide hyposulfureux*. Cet acide n'a point encore été obtenu jusqu'à présent séparément, mais on peut

---

[1] Phil. Trans. 1813, p. 195; et Annals of Philosophy. III, 189.
[2] Elements of Chemical Philosophy, p. 278.

se le procurer assez facilement à l'état d'union avec des bases, formant les sels actuellement connus sous la dénomination de *sulfites sulfurés*.

Le soufre forme donc ainsi trois acides avec l'oxigène, savoir :

| | Soufre | Oxigène. |
|---|---|---|
| Acide hyposulfureux formé de . | 1 atôme. | + 1 atôme. |
| Acide sulfureux . . . . . | 1 *id.* | + 2 *id.* |
| Acide sulfurique . . . . . | 1 *id.* | + 3 *id.* |

---

## SECTION XI.

### *De l'Acide arsenique.*

I. On prépare ordinairement l'acide *arsenique*, en ajoutant à une dissolution de 3 parties d'oxide blanc (deutoxide) d'arsenic dans 7 parties d'acide hydrochlorique, 5 parties d'acide nitrique, et en distillant ce mélange à siccité : ce qui reste est l'acide arsenique. Ce procédé est celui de Schéele. Bucholz le perfectionna sensiblement, en composant son mélange d'une partie d'acide hydrochlorique d'une pesanteur spécifique de 1,2, de 4 parties d'oxide blanc d'arsenic, et de 12 parties d'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,25; on fait bouillir ce mélange jusqu'à ce que l'oxide disparaisse, et qu'il n'y ait plus de dégagement de deutoxide d'azote. On l'évapore ensuite jusqu'à siccité, et on expose pendant quelques minutes la masse à une faible chaleur rouge. Ce qui reste alors est l'acide arsenique solide. Mais cet acide peut être préparé beaucoup plus facilement encore en dissolvant l'arsenic métallique dans l'acide nitrique, en évaporant la dissolution à siccité, en redissolvant le résidu dans l'eau, et en évaporant de nouveau à siccité la dissolution après l'avoir filtrée. Préparation.

1. L'acide arsenique ainsi préparé est une masse solide blanche, n'ayant presque pas de saveur; sa pesanteur spécifique est de 3,391. Il est très-fixe au feu. A une très-haute température, cet acide se fond, et conserve sa transparence. Il prend la forme vîtreuse, et attaque fortement les vaisseaux dans lesquels on le chauffe ainsi. Ce verre attire l'humidité de l'air. Par une chaleur très-forte, l'acide abandonne un peu de son oxigène, et il est alors en partie converti en oxide blanc. Propriétés.

Action de l'eau.

2. Sa dissolution dans 6 parties d'eau à froid s'opère lentement; mais dans 2 parties d'eau bouillante, elle a presque instantanément lieu, et elle retient l'acide, lors même qu'une portion assez considérable de cette eau a été évaporée. Lorsqu'il n'y en reste plus que la moitié de son poids, elle prend une consistance de sirop, et si l'évaporation est encore poussée plus loin, elle dépose des cristaux grenus *. La saveur de l'acide arsenique, à l'état liquide, est acide, caustique et métallique.

II. L'oxigène n'exerce aucune action quelconque sur cet acide; celle qu'il peut éprouver des autres soutiens de combustion n'a point été examinée.

III. Les combustibles simples acidifiables le décomposent à l'aide de la chaleur; et dans ces cas il y a quelquefois combustion, ainsi que nous l'apprennent les expériences de Schéele, et des académiciens de Dijon.

L'acide arsenique est décomposé par l'action de plusieurs des métaux, à l'aide de la chaleur. Il n'attaque point l'or, le platine, l'argent, le mercure. Il oxide le cuivre, le fer, le plomb, l'étain, le zinc, le bismuth, l'antimoine, le cobalt, le nickel, le manganèse et l'arsenic; et à une très-haute température, le mercure, et l'argent.

IV. Il se combine avec les alcalis, les terres, et plusieurs des oxides métalliques. On a donné le nom d'*arseniates* à ces combinaisons.

V. Il paraît établi, par les expériences que nous avons citées précédemment, que l'acide arsenique est composé de

| | |
|---|---|
| Arsenic | 100 |
| Oxigène | 52,631 |

Nous en avons également déduit le poids d'un atôme d'arsenic, à 4,75; d'où il suit que l'acide arsenique consiste en

| | | |
|---|---|---|
| Arsenic | 4,75 | ou 1 atôme |
| Oxigène | 2,5 | 2,5 atômes |

Ces nombres ne s'accordent pas aussi bien qu'on pourrait le désirer avec la théorie atomique, et de plus amples recherches sur ce sujet semblent nécessaires.

---

* Bucholz, Journ. de Chim. IV, 5.

Plusieurs des arseniates sont insolubles dans l'eau. Ils n'ont pas encore été examinés jusqu'à présent avec beaucoup d'attention.

---

## SECTION XII.

### *De l'Acide arsenieux.*

I. Lorsque l'arsenic est chauffé dans des vaisseaux ouverts, il se sublime en une fumée blanche qui, étant recueillie, constitue l'acide arsenieux.

Cet acide est ordinairement sous la forme d'une croûte blanche, compacte; mais on peut aussi l'obtenir cristallisé en prismes à six pans.

Sa saveur est âcre, et laisse à la fin une impression douceâtre. C'est peut-être le poison le plus violent qui existe. Il rougit les couleurs bleues végétales. Il se dissout en très-petite quantité dans l'eau froide, mais beaucoup plus abondamment dans l'eau bouillante. Propriétés.

II. Aucun des soutiens de combustion ne paraît avoir d'action marquée sur cet acide. L'oxigène peut se combiner avec lui; mais cette union ne peut s'effectuer en plaçant les deux substances en contact.

III. L'action des combustibles simples sur l'acide arsenieux a été peu examinée. On ne peut guère douter que l'hydrogène et le carbone ne puissent le décomposer à l'aide de la chaleur. On n'a pas essayé l'action, sur cet acide, du bore et du silicium. Il est probable que le soufre et le phosphore pourraient le convertir en sulfure et phosphure d'arsenic.

Il n'est pas douteux aussi que l'acide arsenieux ne puisse être décomposé par le potassium et le sodium.

En chauffant dans un tube de verre un mélange d'acide arsenieux et de chaux vive, il se produit un phénomène remarquable. A un certain degré de température, le mélange entre en ignition, et la combustion a lieu par degrés dans toute la masse; en même-temps, il se sublime de l'arsenic métallique *. Ainsi, il paraît qu'une portion de l'acide arsenieux cède de son oxigène à une autre portion, qu'il transforme

---

* L'expérience fut faite par le docteur Wollaston.

alors en acide arsenique, et cet acide s'unissant avec la chaux, donne naissance à un arseniate de chaux. Peut-être observerait-on le même phénomène, en substituant la barite ou la strontiane à la chaux.

IV. L'acide arsenieux se combine avec les différentes bases et forme par ces combinaisons, un genre de sels appelés *arsenites*, qui ont été très-peu examinés par les chimistes modernes.

---

## SECTION XIII.

### *De l'Acide antimonique.*

Préparation. I. L'ACIDE *antimonique*, dont nous devons la première description à Berzelius, s'obtient en exposant pendant une heure dans un creuset d'argent, à la chaleur la plus forte que ce creuset puisse supporter, un mélange formé d'une partie d'antimoine en poudre, et de six parties de nitrate de potasse. En séparant alors de la masse par le lavage, la portion soluble du nitrate de potasse, il reste une poudre blanche, qu'on met en digestion dans l'eau. Il s'en dissout une portion; et en versant dans cette dissolution quelques gouttes d'acide acétique, il se précipite une poudre blanche qui est l'acide antimonique à l'état d'hydrate.

Propriétés. L'hydrate d'acide antimonique est une poudre blanche insoluble dans l'eau, mais susceptible de rougir les couleurs bleues végétales.

Cet hydrate étant chauffé abandonne son eau, prend une couleur jaune, et perd la propriété de rougir les couleurs bleues végétales. A la chaleur rouge, il cède une portion de son oxigène, et il devient *acide antimonieux* ou *oxide blanc d'antimoine*.

L'hydrate d'acide antimonique est formé, d'après l'analyse de Berzelius *, de

| | | |
|---|---|---|
| Acide antimonique..... | 95,22.... | 100 |
| Eau..... | 4,78.... | 5,02 |
| | 100,00 | |

---

* Nicholson's Journal. XXXIV, 318.

Si nous supposions que l'acide antimonique est un composé de 1 atôme antimoine + 2 atômes oxigène, comme cela est probable, son poids serait de 7,625, et l'hydrate consisterait en 3 atômes d'acide + 1 atôme d'eau.

II. On ne connaît point encore l'action sur cet acide des soutiens de combustion et des combustibles simples. On appelle *antimoniates* les composés qu'il forme avec les bases, et ces composés ont été examinés par Berzelius. Nous en traiterons dans une partie subséquente de cet ouvrage.

---

## SECTION XIV.

### *De l'Acide antimonieux.*

L'ACIDE antimonieux s'obtient par la combustion de l'antimoine, ou en dissolvant ce métal dans l'acide nitrique, et en chauffant au rouge le résidu desséché de l'évaporation de cette dissolution. Préparation.

L'acide ainsi préparé est une poudre d'un très-beau blanc, ayant beaucoup d'éclat. Il exige un assez grand degré de chaleur pour entrer en fusion ; mais il se volatilise à une température inférieure à celle nécessaire pour opérer le même effet sur le protoxide d'antimoine, et il forme des cristaux prismatiques, connus autrefois sous le nom de fleurs argentines d'antimoine.

En faisant fondre cet acide avec le quart de son poids d'antimoine, il est transformé en protoxide d'antimoine ; d'où il suit évidemment que la quantité d'oxigène qu'il contient, doit être à celle de ce principe dans le protoxide d'antimoine, dans le rapport de 4 à 3. Si donc le protoxide d'antimoine est un composé de 1 atôme métal + 1 atôme oxigène, on ne peut s'empêcher de considérer l'acide antimonieux comme étant formé de Composition.

Antimoine..... 3 atômes.
Oxigène..... 4

Une semblable constitution doit être considérée comme très-problématique ; et cependant nous ne trouvons rien jusqu'à présent dans la théorie atomique, qui nous porte à la rejeter comme impossible. On pourrait être fixé sur

ce point par la connaissance de la composition des *antimonites*. Car si l'acide antimonieux consiste dans 3 atômes d'antimoine + 4 atômes d'oxigène, son poids doit être de 20,875. Or, quelque considérable qu'il soit, ce poids se trouve confirmé par la composition du seul antimonite qui ait été jusqu'à présent analysé. D'après les expériences de Berzelius *, l'antimonite de potasse est formé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide antimonieux..... | 100... | 19,64 |
| Potasse..... | 30,55 | 6 |

Ainsi le nombre équivalent pour l'acide antimonieux, dérivant de cette analyse, est 19,64, qui ne diffère que d'environ un vingtième du nombre résultant de la constitution supposée de l'acide.

La facilité avec laquelle le protoxide d'antimoine et l'acide antimonique peuvent être transformés en acide antimonieux, donne lieu de soupçonner qu'ils sont d'une nature compliquée. Ce serait en effet une circonstance singulière, que le composé le plus permanent d'antimoine et d'oxigène consistât dans 3 atômes du métal + 4 atômes d'oxigène ; tandis que les composés formés de 1 atôme du métal, de 1 atôme d'oxigène, ou de 1 atôme antimoine et de 2 atômes oxigène, seraient altérés avec la plus grande facilité. Il est possible cependant que cette anomalie apparente s'explique en l'attribuant à quelque particularité dans la forme des atômes antimoniques.

---

## SECTION XV.

### *De l'Acide chromique.*

Préparation. On obtient l'acide CHROMIQUE en traitant le chromate de fer ainsi que l'indique Vauquelin, à qui nous devons la découverte de cet acide. Après avoir exposé pendant plusieurs heures à une forte chaleur dans un creuset de Hesse, un mélange de deux parties de la mine réduite en poudre, et d'une partie de nitrate de potasse, on laisse la masse torréfiée en digestion dans l'eau, jusqu'à ce que ce liquide se soit

---

* Nicholson's Journal. XXXV, 44.

chargé de toute la portion de cette masse qu'il peut dissoudre. Ce qui reste est un mélange d'oxide de fer et de chromate de ce métal non décomposé. On en sépare l'oxide de fer par l'acide hydrochlorique, et après avoir ajouté une dose de nitrate de potasse au chromate non décomposé, on torréfie de nouveau le mélange : par ce moyen la décomposition devient complète. On sature alors par l'acide acétique la liqueur qui tient en dissolution la potasse et l'acide chromique, ensuite on l'évapore jusqu'à ce que le chromate de potasse cristallise. Après avoir dissous ce sel dans l'eau, on précipite l'acide chromique par l'hydrochlorate de barite. Le chromate de barite bien lavé est dissous dans l'acide nitrique. On précipite ensuite la barite par l'acide sulfurique avec beaucoup de précaution, pour éviter tout excès de cet acide; après avoir filtré la liqueur, on l'évapore à siccité à une douce chaleur. On ajoute de l'eau, et on évapore ainsi deux ou trois fois pour chasser l'acide nitrique; la masse qui reste alors étant desséchée, est l'acide chromique à l'état de pureté.

Cet acide, ainsi obtenu, est une substance d'un rouge foncé. Sa saveur est acide, austère, et fortement métallique. Il est soluble dans l'eau, et peut s'obtenir de ce liquide en prismes alongés d'une couleur de rubis. Propriétés.

Il donne, en le chauffant, du gaz oxigène, et se convertit en oxide vert de chrome.

Mêlé avec de la limaille d'étain et de l'acide hydrochlorique, il devient d'abord d'un brun jaunâtre, et prend ensuite une belle couleur verte.

Son mélange avec un peu d'alcool et d'acide nitrique, lui donne immédiatement une couleur verte bleuâtre qui conserve, même après dessication, la même nuance. L'éther suffit seul pour lui communiquer cette couleur.

Avec une dissolution de nitrate de mercure, il produit un précipité d'une couleur de cinabre foncée.

La couleur du précipité qu'il forme avec une dissolution de nitrate d'argent, paraît être d'abord d'un beau carmin, mais elle devient pourpre par son exposition à la lumière. Cette combinaison, chauffée au chalumeau, se fond avant que le charbon soit enflammé : elle prend un aspect noirâtre et métallique. Si on la pulvérise alors, la poudre est encore pourpre; mais cette matière, après avoir été mise en contact

avec la flamme bleue de la lampe, devient verte, et on aperçoit l'argent en globules disséminés à travers sa substance.

Avec le nitrate de cuivre, le précipité est de couleur rouge châtain.

Les précipités produits dans les dissolutions de sulfate de zinc, d'hydrochlorates de bismuth, d'antimoine, de platine, et de nitrate de nickel, sont jaunâtres lorsque ces dissolutions ne contiennent pas un excès d'acide. Avec l'hydrochlorate d'or, le précipité est verdâtre.

Par sa fusion avec le sous-borate de soude, ou le verre, l'acide chromique leur communique une belle couleur d'un vert d'émeraude.

Un papier imbibé de cet acide prend à l'air une couleur verdâtre.

Un mélange de cet acide avec l'acide hydrochlorique peut, comme l'acide hydro chloro-nitrique, dissoudre l'or. En distillant ce mélange des deux acides, il s'en dégage du chlore, et la liqueur prend une belle couleur verte.

L'acide sulfurique n'agit point à froid sur l'acide chromique; mais il lui donne, lorsqu'il est chaud, une couleur verte bleuâtre, ce qui est probablement dû au dégagement d'oxigène dont il a facilité la séparation.

Les sels que l'acide chromique forme avec les bases, ont été examinés par Vauquelin [1] et par John [2]; ils ont reçu le nom de *chromates*. Nous en traiterons dans une partie subséquente de cet ouvrage.

---

## SECTION XVI.

### *De l'Acide molybdique.*

Préparation.

On prépare ordinairement l'acide molybdique en versant, suivant le procédé indiqué par Schéele, de l'acide nitrique, et mieux encore un mélange d'acides nitrique et hydrochlorique, sur du molybdène, ou sulfure natif de ce métal, réduit en poudre. On distille jusqu'à siccité, et on répète cette distilla-

---

[1] Ann. de Chim. LXX, 70.
[2] Annals of Philosophy. IV, 424.

tion jusqu'à ce que le tout soit converti en une masse blanche. On lave bien ce résidu avec de l'eau pour enlever l'acide sulfurique formé, ainsi que ce qu'il aurait pu retenir des autres acides, et ce qui reste alors est l'acide molybdique passablement pur.

Bucholz a dernièrement proposé une autre méthode pour opérer cette conversion du molybdène en acide molybdique. On chauffe, dans un creuset ouvert, ce minéral réduit en poudre fine, en l'y remuant avec une verge de fer jusqu'à ce que le tout soit devenu d'un gris cendré. Le coup de feu, donné d'abord de manière à produire promptement une forte chaleur rouge, doit être ensuite ralenti, par degrés, à mesure que le grillage avance, afin d'éviter que la poudre ne prenne de la cohérence, ce qui rendrait l'achèvement de l'opération très-difficile. Par ce grillage, le soufre est séparé du sulfure, et une partie considérable du métal est acidifiée. La masse réduite en poudre est mise alors en digestion pendant un temps suffisant dans une dissolution aqueuse de soude ou d'ammoniaque. Tout ce qui a été converti en acide molybdique se combine avec l'acali, et les substances étrangères qui l'accompagnaient restent. On laisse reposer la liqueur dans des vaisseaux fermés jusqu'à ce qu'elle soit devenue parfaitement claire; on la décante alors de dessus le dépôt, s'il s'en est formé, et on y verse de l'acide hydrochlorique; il se précipite une poudre blanche qui, bien lavée et séchée, est l'acide molybdique [1].

L'acide molybdique, ainsi obtenu, est une poudre blanche d'une pesanteur spécifique de 3,460. Chauffé dans un creuset fermé, il se fond et cristallise; si le creuset est ouvert, il se sublime en une fumée blanche qui s'attache, sous la forme d'écailles jaunes brillantes, aux corps froids. Propriétés.

L'acide molybdique est soluble dans 960 parties d'eau bouillante. La dissolution, d'un jaune pâle, n'a point de saveur; mais elle rougit le papier de tournesol. L'acide molybdique en est précipité par les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique [2].

L'acide molybdique n'est point affecté par le gaz oxigène; mais il est décomposé par le soufre et par le charbon, ainsi

---

[1] Gehlen's Journal. IV, 604.
[2] Hatchett, Phil Trans. LXXXVI, 323.

que par plusieurs des métaux; chauffé avec le protoxide de molybdène, le mélange est converti en oxide bleu [1].

Cet acide se combine avec les alcalis, les terres, et plusieurs oxides métalliques. Les sels qui en résultent sont appelés *molybdates*.

L'acide sulfurique dissout l'acide molybdique à l'aide de la chaleur. Cette dissolution, sans couleur lorsqu'elle est chaude, devient, en refroidissant, d'un bleu foncé qu'on ravive en la saturant avec la soude. En chauffant fortement cette dissolution de l'acide molybdique dans l'acide sulfurique, l'acide s'évapore, et abandonne l'acide molybdique, qui reste. Cet acide est aussi dissous par l'acide hydrochlorique. La dissolution, d'un vert jaunâtre pâle, devient bleue lorsqu'on la sature avec de la potasse. L'acide nitrique n'attaque point l'acide molybdique [2].

Cet acide forme, par sa combinaison avec la potasse, un sel sans couleur.

Il devient immédiatement bleu lorsqu'il est mêlé avec de la limaille d'étain et de l'acide hydrochlorique. Il se précipite des flocons de la même couleur qui, par l'addition d'un excès d'acide hydrochlorique, disparaissent au bout de quelque temps, et la liqueur devient alors d'une couleur brunâtre.

Avec la dissolution de nitrate de plomb, il forme un précipité blanc soluble dans l'acide nitrique.

Par son mélange avec un peu d'alcool et d'acide nitrique, sa couleur n'est pas changée.

Il produit un précipité blanc floconneux avec les dissolutions de nitrate de mercure, ou d'argent.

Avec le nitrate de cuivre, le précipité est verdâtre.

Ceux qu'il forme avec les dissolutions de sulfate de zinc, d'hydrochlorates de bismuth, d'antimoine, d'or, de platine, et de nitrate de nickel, sont blancs, lorsque ces dissolutions ne contiennent pas un excès d'acide.

Il prend, dans sa fusion avec le sous borate de soude, une couleur bleuâtre.

Le papier trempé dans cet acide devient par son exposition au soleil, d'une belle couleur bleue [3].

---

[1] Bucholz, Gehlen. IV, 626.
[2] Hatchett, Phil. Trans. LXXXV, 323.
[3] Vauquelin, Phil. Mag. I, 282.

Quant à l'*acide molybdeux* ou oxide bleu de molybdène, il a été jusqu'à présent trop peu examiné pour que j'aie rien à ajouter au petit nombre de faits que j'ai déjà établis en traitant du molybdène.

---

## SECTION XVII.

### *De l'Acide tungstique.*

On peut se procurer l'acide *tungstique* par un procédé dont nous sommes redevables à Bucholz. Ce procédé consiste à mêler ensemble une partie de wolfram réduit en poudre, et deux parties de carbonate de potasse, et à tenir ce mélange pendant une heure en fusion dans un creuset, en le remuant au besoin. On le verse ensuite dans un cône de fer. On réduit la masse en poudre, avant qu'elle soit entièrement refroidie, et l'on fait bouillir de l'eau sur cette poudre, jusqu'à ce que ce liquide décanté n'ait plus de saveur. Tous les lavages étant alors réunis, on ajoute à ces dissolutions aqueuses, de l'acide hydrochlorique jusqu'à ce qu'il n'y produise plus de précipité. Après avoir lavé le précipité, on le traite avec une dissolution bouillante de carbonate de potasse; on précipite de nouveau cette dissolution par l'acide hydrochlorique, et le précipité produit étant lavé et mis en digestion dans l'acide nitrique pour en séparer jusqu'à la dernière trace de potasse qui pourrait y adhérer encore, on le lave de nouveau, et on le fait sécher. Dans cet état c'est l'acide tungstique pur. Préparation.

L'acide tungstique, ainsi préparé, est une poudre jaune sans saveur, insoluble dans l'eau, et ne faisant éprouver aucun changement aux couleurs bleues végétales. Cet acide peut également passer au bleu, et quoique ne se dissolvant pas dans l'eau, il reste long-temps suspendu dans ce liquide qu'il rend d'une couleur jaune laiteuse. Propriétés.

Les composés que l'acide tungstique forme avec les bases salifiables, ont été appelés *tungstates*. Les tungstates alcalins sont solubles et susceptibles de cristalliser. Les tungstates terreux, à l'exception du tungstate de magnésie et des tungstates d'oxides métalliques, sont insolubles.

## SECTION XVIII.

### *De l'Acide columbique.*

D'APRÈS les expériences de Hatchett et de Berzelius, l'oxide blanc de tantale jouit des propriétés acides. Mais je n'ai rien à ajouter à ce que j'ai déjà dit du columbium, en traitant de ce métal.

---

Telles sont, autant qu'elles ont pu être reconnues jusqu'à présent, les propriétés des 20 acides formés par l'union d'une base simple avec l'oxigène. La plus importante de ces propriétés est celle qu'ils ont de se combiner avec les différentes bases salifiables et de former des sels. Leurs proportions, dans ces combinaisons, dépendant du poids de leur atôme, il pourra paraître utile de présenter ces poids autant qu'ils ont pu être déterminés; c'est l'objet du tableau qui suit :

| ACIDES. | PARTIES CONSTITUANTES. | | | ATÔMES | | POIDS d'un atôme de base. | POIDS d'un atôme d'acide. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| | Base. | | Oxigène. | de Base. | d'Oxigène. | | |
| Nitrique. . . . . | Azote. . . . | 100 | 285,8 | 1 | 5 | 1,75 | 6,75 |
| Nitreux. . . . . | | 100 | 228,57 | 1 | 4 | . . | 5,75 |
| Hyponitreux . . . . | | 100 | 171,43 | 1 | 3 | . . | 4,75 |
| Carbonique. . . . . | Carbone. . | 100 | 266,6 | 1 | 2 | 0,75 | 2,75 |
| Borique. . . . . | Bore . . . . | 100 | 228,57 | 1 | 2 | 0,875 | 2,875 |
| Silicique . . . . . | Silicium . . | 100 | 100 | 1 | 1 | 1 | 2 |
| Phosphorique. . . . | Phosphore. | 100 | 200 | 1 | 3 | 1,5 | 4,5 |
| Phosphoreux. . . . | | 100 | 133,3 | 1 | 2 | . . | 3,5 |
| Hypophosphoreux.. | | 100 | 66,6 | 1 | 1 | . . | 2,5 |
| Sulfurique. . . . . | Soufre. . . | 100 | 150 | 1 | 3 | 2 | 5 |
| Sulfureux. . . . . | | 100 | 100 | 1 | 2 | . . | 4 |
| Hyposulfureux . . . | | 100 | 50 | 1 | 1 | . . | 3 |
| Arsenique. . . . . | Arsenic. . . | 100 | 52,631 | 1 | 2,5 | 4,75 | 7,250 |
| Arsenieux. . . . . | | 100 | 31.6 | 1 | 1,5 | . . | 6,250 |
| Antimonique. . . . | Antimoine. | 100 | 35,556 | 1 | 2 | 5,625 | 7,625 |
| Antimonieux. . . . | | 100 | 23,7 | 3 | 4 | . . | 20,875 |
| Chromique. . . . . | Chrome . . | 100 | 87,72 | 1 | 3 | 3,5 | 6,5 |
| Molybdique. . . . . | Molybdène. | 110 | 50 | 1 | 3 | 6 | 9 |
| Molybdeux. . . . . | | | 33,3 | 1 | 2 | . . | 8 |
| Tungstique. . . . , | Tungstène. | 100 | 25 | 1 | 3 | 12 | 15 |
| Columbique . . . . | Columbium | 100 | 5,5 | 1 | 1 | 18 | 19 |

## GENRE II. — *Acides combustibles.*

On distingua autrefois les acides qui composent ce genre par la dénomination d'*acides végétaux* et *acides animaux*, parce qu'ils s'obtenaient, en presque totalité, des substances animales et végétales. Ces acides diffèrent essentiellement dans plusieurs propriétés particulières du genre d'acides précédens.

1. Les acides de ce genre, combinés avec la potasse, sont entièrement décomposés par distillation. Il s'en sépare ordinairement du charbon, et il se dégage une quantité considérable d'air inflammable pesant (gaz hydrogène carboné); il ne se produit, au contraire, aucune substance combustible, en exposant les autres acides à la chaleur [1]. Propriétés.

2. Tous ces acides contiennent au-moins deux substances combustibles simples comme base, tandis que dans les autres, il n'en existe jamais plus d'une. Ces deux substances sont toujours le *carbone* et *l'hydrogène*. Quelques-uns de ces acides contiennent également de *l'azote*, outre les deux combustibles simples. L'oxigène entre aussi ordinairement dans leur composition en quantité considérable, mais peut-être pas toujours; d'où il suit que la théorie de Lavoisier, sur la présence nécessaire de l'oxigène comme principe acidifiant, ne leur est pas strictement applicable.

3. Ces acides ne semblent pas suscesptibles de se combiner avec des proportions différentes d'oxigène. Toutes les fois que la quantité de ce principe est changée, la proportion des autres parties constituantes change aussi. La terminaison de leurs noms ne devrait donc pas indiquer leur proportion d'oxigène; mais il faudrait, s'il est possible, la rendre entièrement indépendante de cette proportion [2].

---

[1] Il faut en excepter les acides sulfureux et phosphoreux, dont la chaleur sépare du soufre et de l'hydrogène phosphoré.

[2] Les chimistes français qui fondèrent la nouvelle nomenclature, firent erreur en ce point. Ils donnèrent à quelques noms des acides combustibles, la terminaison en *ique*, comme s'ils étaient saturés d'oxigène; et à d'autres la terminaison en *eux*, comme étant capables de se combiner avec une dose additionnelle de ce principe. La vérité est qu'aucun d'eux n'est, strictement parlant, saturé d'oxigène : car ils peuvent tous s'y unir en *plus* grande quantité; mais alors leur décomposition totale s'ensuit : ils sont convertis en eau, en acide carbonique, etc. J'ai adopté le mode proposé par M. Ché-

Divisible en 4 ordres.

4. Les acides combustibles peuvent être convenablement subdivisés en quatre ordres, qu'on peut distinguer les uns des autres par les propriétés suivantes, savoir :

Les acides composant le premier ordre sont cristallisables, et ils peuvent être volatilisés par la chaleur sans éprouver de décomposition.

Le second ordre comprend ceux de ces acides également cristallisables, mais qui ne peuvent être volatilisés sans décomposition.

Les acides appartenant au troisième ordre ne peuvent pas cristalliser.

Le quatrième ordre consiste dans deux acides qui ne semblent pas susceptibles de former des sels permanens avec les bases, et qu'on doit, par cette raison, considérer comme des acides imparfaits.

ORDRE I. *Acides cristallisables et volatils.*

1 Acétique.
2 Benzoique.
3 Succinique.
4 Moroxilique.
5 Camphorique.
6 Bolétique.
7 Subérique.
8 Pyrotartarique.

ORDRE II. *Cristallisables, mais non volatils.*

1 Oxalique.
2 Mellitique.
3 Tartarique.
4 Citrique.
5 Rheumique.
6 Kinique.
7 Saccholactique.
8 Urique.
9 Laccique.

ORDRE III. *Incristallisables.*

1 Malique.
2 Sorbique.
3 Formique.
4 Lactique.
5 Zumique.

ORDRE IV. *Acides imparfaits.*

1 Gallique.
2 Tannin.

C'est dans cet ordre que nous décrirons ces acides, dans les sections qui vont suivre.

---

nevix, pour éviter toute ambiguité. Je termine en *ique* les noms de tous les acides combustibles, et cela sans rapporter cette terminaison à la théorie.

## SECTION PREMIÈRE.

### *De l'Acide acétique.*

Cet acide s'emploie dans trois états différens, qu'on a distingués les uns des autres par des noms particuliers. Dans celui de sa première préparation, on l'appelle *vinaigre*. Lorsqu'il a été purifié par la distillation, c'est le vinaigre distillé, ou l'*acide acéteux* des chimistes; et lorsque par des procédés particuliers, on est parvenu à le concentrer autant que possible, il prend la dénomination de *vinaigre radical*, et en chimie celle d'*acide acétique*.

1. Le vinaigre était connu bien des siècles avant la découverte d'aucun autre acide, excepté seulement de ceux qui existent tout formés dans les végétaux. Moïse parle du vinaigre, dont il paraît que les Israélites, et d'autres nations de l'Orient, faisaient habituellement usage dans un temps très-reculé. On l'obtient du vin, de la bierre, de l'aile et autres liquides semblables, qui comme tout le monde sait, ont une disposition à tourner à l'aigre, lorsque les vaisseaux qui les contiennent ne sont pas exactement fermés. Ainsi le vin, ou la bierre devenus aigres, sont précisément la même chose que le vinaigre. Vinaigre.

Boerhaave indique, pour la préparation du vinaigre, la méthode suivante, qu'on assure être encore en pratique dans différens pays.

On a deux grandes cuves de bois de chêne, ou bariques, dans chacune desquelles on place une grille de bois, ou claie, à la distance d'un pied du fond. On tient le vaisseau debout, et on met sur la claie un lit peu serré de jeunes branches fraîchement coupées de la vigne. On le remplit alors jusqu'à son ouverture, de tiges de grappes, communément appelées *rapes*, et on le laisse entièrement ouvert. Préparation.

Ces deux vaisseaux étant ainsi disposés, on y verse le vin qu'on veut convertir en vinaigre, de manière qu'il y en ait un complètement rempli, et l'autre seulement à moitié. Au bout de 24 heures on achève de remplir ce dernier vaisseau avec la liqueur de celui qui était plein. 24 heures après on vide celui-ci de la même manière, on continue

alternativement, et toutes les 24 heures, ce transvasement de la moitié de la liqueur d'un vaisseau dans l'autre, jusqu'à ce que le vinaigre soit fait. Dès le second ou le troisième jour, il se manifestera dans le vaisseau à moitié rempli un mouvement de fermentation, accompagné de chaleur qui augmentera par degrés de jour en jour. Dans celui qui est plein, au contraire, il n'y a pas de mouvement sensible, et comme chacun des vaisseaux est alternativement plein, à moitié, et en totalité, il en résulte que la fermentation est en quelque sorte interrompue, et renouvelée seulement de de deux jours l'un, dans chaque vaisseau.

Lorsqu'on s'aperçoit que ce mouvement a cessé entièrement, même dans le vaisseau qui n'est qu'à moitié plein, c'est une preuve que la fermentation est finie. On tire alors le vinaigre, et on le met dans des vaisseaux fermés qu'on place dans un lieu frais. Cette opération, qui exige ordinairement 15 jours en hiver, est moins longue en été *.

Il ne faut, pour la conversion du vin ou de la bierre en vinaigre, que le concours de l'air extérieur, une température de 27° centigrades environ, et la présence d'une substance qui agisse comme ferment; mais nous remettrons à présenter dans une autre partie de cet ouvrage, l'exposé de la théorie de cette conversion, pour ne nous occuper ici que de l'examen des propriétés de l'acide acétique.

Propriétés. Le vinaigre est un liquide rougeâtre ou jaunâtre, d'une saveur et d'une odeur agréables. Sa pesanteur spécifique varie de 1,0135 à 1,0251. Il diffère aussi, dans ses autres propriétés, en raison du liquide qui l'a produit. Il est très-sujet à la décomposition; mais Schéele reconnut que lorsqu'on l'a fait bouillir pendant quelques instans, on peut le garder pendant long-temps sans qu'il éprouve aucune altération. Le vinaigre contient, outre de l'acide acétique et de l'eau, plusieurs autres substances, telles que du mucilage, du tartre, une matière colorante, et souvent aussi deux, ou un plus grand

---

* On a publié, dans les Transactions philosophiques, pour 1760, vol. V, p. 2002, le détail de la manière de faire le vinaigre en France. Elle est presqu'absolument la même que celle que nous avons décrite dans le texte. Les méthodes actuellement pratiquées en France se trouvent indiquées dans le 3.e vol. des Elémens de Chimie de l'Académie de Dijon, p. 6. Dans beaucoup d'endroits, on suit encore le procédé dont nous venons de donner le détail.

nombre d'acides végétaux. Lorsqu'on le distille à une température qui n'excède pas celle de l'eau bouillante, jusqu'à ce qu'il en soit passé les 0,66 ou les 0,83 au plus, ces impuretés restent dans le surplus du liquide, et le produit dans le recipient est l'acide pur étendu d'eau. Le résidu de la distillation est encore un acide liquide qui souvent laisse déposer des cristaux de tartre. Mais l'acide, lors même qu'il a été ainsi distillé, n'est pas pur. Chenevix a fait voir qu'il retient encore une matière mucilagineuse ou extractive, et des traces d'une liqueur spiritueuse.

M. Phillips nous apprend que dans la distillation du meilleur vinaigre anglais de Drèche, d'une pesanteur spécifique de 1,0284, il en passe d'abord un huitième de la pesanteur spécifique de 0.99712, et que 31 grammes de cette portion du fluide distillé dissolvent de 29 à 32 centigrammes de carbonate de chaux précipité. Les six huitièmes qui passent après la première portion, ont une pesanteur spécifique de 1,0023; et 31 grammes de cette nouvelle portion du fluide, décomposent environ 52 centigrammes de carbonate de chaux précipité. 31 grammes d'acide fluide d'une pesanteur spécifique de 1,007, dissolvent environ un gramme de carbonate de chaux précipité, ou 894 milligrammes de marbre*.

2. L'acide ainsi obtenu est un liquide transparent, et sans couleur comme l'eau, d'une saveur fortement acide, et d'une odeur agréable, qui diffère un peu de celle du vinaigre. C'est dans cet état qu'on l'appelle ordinairement *acide acéteux*, ou vinaigre distillé. Acide acéteux.

L'acide acéteux, conservé dans des vaisseaux fermés, n'est pas susceptible de s'altérer. A une chaleur médiocre, il s'évapore complètement, et sans éprouver aucun changement dans ses propriétés. Il se congèle, en partie, par son exposition au froid. On en peut facilement séparer la portion gelée, qui consiste presqu'entièrement en eau; et par ce moyen, l'acide peut être amené à un haut degré de concentration. Plus l'acide est concentré et plus il exige de froid pour sa congélation. Lowitz s'est assuré qu'à la température de—30° centigr., l'acide lui-même cristallise, ou se congèle, quelque concentré qu'il puisse être.

3. Lorsqu'on distille dans une cornue de l'acétate de Préparation de l'acide acétique

* Phillips, on the Pharmacopæia Londinensis, p. 7.

cuivre en poudre, il passe d'abord un liquide à-peu-près incolore et presqu'insipide, et ensuite un acide très-concentré. En continuant la distillation jusqu'à ce que le fond de la cornue soit rouge de feu, il n'y reste plus qu'une poudre de la couleur du cuivre. L'acide produit, recueilli dans le récipient, a une teinte légèrement verte, due à un peu de cuivre qu'il a enlevé avec lui; mais en le distillant de nouveau, à une douce chaleur, on l'obtient parfaitement transparent et sans couleur. Dans cet état, l'acide est extrêmement piquant et concentré. On le distinguait ainsi autrefois par les noms de *vinaigre radical* et *vinaigre de Vénus*.

Ce procédé était connu des alchimistes, et il avait été souvent répété par les savans qui s'occupaient de chimie; mais on n'en considérait le produit que comme étant l'acide acéteux réduit à son plus grand état de concentration, jusqu'à l'époque où Berthollet publia, en 1785[1], ses expériences sur cet acide. Cet habile chimiste annonça que l'acide acéteux différait de l'acide acétique par sa saveur, son odeur, ses affinités pour d'autres corps, et les composés qu'il forme avec eux. Il observa que lorsqu'on l'a obtenu de l'acétate de cuivre par distillation, la poudre qui reste dans la cornue consiste principalement dans du cuivre à l'état métallique, d'où il supposa que l'acide acétique avait donné du phlogistique au cuivre, et en avait reçu de l'oxigène. Mais lorsqu'on cessa de reconnaître l'existence du phlogistique, cette théorie fut un peu altérée. On conclut que pendant la distillation, l'acide acétique enlevait à l'oxide de cuivre son oxigène, qu'il s'y combinait; et que, par conséquent, le vinaigre radical était l'acide acéteux combiné avec une dose additionnelle d'oxigène. C'est par cette raison que dans cet état on le nomma *acide acétique*.

Supposé différent de l'acide acéteux.

Les chimistes avaient généralement adopté cette théorie, lorsque M. Adet, en rendant compte, en 1798, du travail[2] qu'il avait entrepris sur l'acide acétique, observa que le produit de la distillation de l'acétate de cuivre n'est pas seulement de l'acide acétique et de l'eau, mais qu'elle fournit aussi de l'acide carbonique et du gaz hydrogène carboné, et que le résidu consiste en cuivre et en charbon. Il trouva que l'acide acéteux n'absorbe point l'oxigène, lorsqu'on le distille

[1] Mém. Par. 1783.
[2] Ann. de Chim. XXVII, 299.

sur de l'oxide noir (peroxide) de manganèse, et que l'action des acides acéteux et acétique, sur les métaux, est exactement la même. Il conclut de ces expériences et de quelques autres semblables, que les acides acétique et acéteux ne diffèrent entre eux que dans leur degré de concentration.

On considéra cette conclusion de M. Adet, comme hasardée, et son opinion comme trop précipitamment émise, parce qu'il n'avait ni répété, ni réfuté les expériences sur lesquelles Berthollet avait établi la sienne, et qu'il ne rendait pas raison de la différence frappante des deux acides entre eux, par la saveur et par l'odeur. La conclusion de M. Adet fut combattue par Chaptal, dont les expériences sur le même sujet furent publiées quelques mois après [1]. Il essaya de démontrer, ainsi que l'avait déjà fait Berthollet, que les acides acéteux et acétique, lors même qu'ils sont ramenés l'un et l'autre au même degré de force, ont des propriétés différentes, et qu'ils ne produisent pas les mêmes effets sur d'autres corps. Après les avoir soumis l'un et l'autre à l'action de l'acide sulfurique, et par la quantité de charbon qui reste dans la cornue après les avoir distillés, à parties égales, dans leur état de saturation avec la potasse, il crut pouvoir assigner la cause de cette différence dans leurs propriétés à une moindre proportion de carbone dans l'acide acéteux que dans l'acide acétique.

M. Dabit, de Nantes [2], publia en 1800, sur l'acide acétique, une nouvelle série d'expériences dont les résultats lui parurent devoir prouver que cet acide contient une plus grande proportion d'oxigène que l'acide acéteux. En distillant un mélange d'acétate de potasse et d'acide sulfurique, il avait pour produit de l'acide acétique. C'était, au contraire, de l'acide acéteux, lorsqu'à l'acide sulfurique il substituait l'acide hydrochlorique; mais il assure qu'en ajoutant à ce dernier mélange un peu de peroxide de manganèse, il obtenait de l'acide acétique. Il n'y eut, dans aucun de ces cas, production de gaz acide carbonique jusqu'à la fin de la distillation.

Preuve de l'identité des deux acides

Enfin Darracq, après avoir répété les expériences de

[1] Ann. de Chim. XXVIII, 113.

[2] *Ibid.* XXXVIII, p. 66.

M. Adet, qu'il trouva parfaitement exactes, en fit un grand nombre d'autres nouvelles qu'il jugea les plus propres à éclaircir ce point de discussion, et toutes lui prouvèrent que les acides acéteux et acétique contiennent exactement la même proportion d'oxigène. Il essaya ensuite de vérifier l'opinion de Chaptal, relativement à la proportion du carbone dans chacun de ces acides. Si, après avoir combiné avec la potasse ou la soude, des quantités égales d'acides acéteux et acétique, on distille, après les avoir fait sécher, les sels qui en résultent, on obtient les mêmes quantités de charbon et la même quantité d'autres produits. Les deux acides, ramenés à la même pesanteur spécifique, forment précisement les mêmes sels avec toutes les bases alcalines et terreuses. Enfin l'acide acéteux devient, par degrés, acide acétique en le distillant, à plusieurs reprises, sur du chlorure de calcium; et dans ce cas, il ne se développe aucune substance gazeuse quelconque. D'après ces faits, il n'est plus possible de douter de l'identité parfaite des deux acides, et que les différences apparentes que l'on remarque entre eux, ne soient dues à la grande quantité d'eau dont l'acide acéteux est étendu, ainsi qu'à la matière mucilagineuse qu'il retient encore [1].

Proust avait aussi obtenu des résultats semblables de ses expériences sur l'acide acétique, et il en avait tiré les mêmes conclusions, avant que le Mémoire de Darracq lui eût été connu [2]. Ainsi désormais le terme *acide acéteux* doit être, ou entièrement abandonné par les chimistes, ou employé dans un sens différent de celui qui lui avait été appliqué.

Propriétés. 4. L'acide acétique est transparent et sans couleur comme l'eau. Il a, dans son état d'*acide acéteux*, une odeur aromatique particulière; mais lorsque l'acide acétique concentré est préparé à la manière ordinaire, il a une odeur d'empyreume mêlée avec celle naturelle du vinaigre, ce qui est dû à la petite portion d'huile formée pendant l'opération [3].

On peut encore obtenir l'acide acétique concentré, en distillant un mélange de 3 parties d'acétate de potasse, et de 4 parties d'acide sulfurique, jusqu'à ce que l'acide acétique

---

[1] Darracq, Ann. de Chim. XLI, 264.
[2] Jour. de Phys. LVI, 210.
[3] Ann. de Chim. XXXVII, 111.

passe dans le récipient. Pour séparer ensuite la portion d'acide sulfurique qu'il peut avoir retenue, on le rectifie en le distillant sur de l'acétate de barite. L'acide qui passe alors cristallise dans le récipient. Cette méthode, indiquée d'abord par différens chimistes, a été perfectionnée par Lowitz, de Pétersbourg.

La pesanteur spécifique du *vinaigre distillé* varie de 1,007 à 1,0095; mais celle du *vinaigre radical*, qui est beaucoup plus concentré, s'élève jusqu'à 1,080 [1]. Dans cet état, il est extrêmement âcre et piquant. Appliqué sur la peau, il la rougit, et la corrode dans très-peu de temps. Il est éminemment volatil. Chauffé à l'air, il s'enflamme si rapidement, qu'on serait tenté d'y soupçonner la présence d'éther. Il s'unit avec l'eau en toute proportion; et lorsque l'acide est concentré, ce mélange développe une grande quantité de chaleur.

Ce n'est pas la pesanteur spécifique de l'acide acétique qui pourra nous servir à déterminer son degré de force. La pesanteur spécifique est à son maximum, lorsque le liquide est un composé de 1 atôme acide + 3 atômes d'eau, et cette pesanteur spécifique est moindre, soit que la proportion d'eau augmente ou diminue. Cette pesanteur spécifique est à-peu-près la même pour l'acide formé de 1 atôme d'acide réel + 9 ½ atômes d'eau. La table qui suit, dressée principalement d'après les expériences de Mollerat [2], présente la pesanteur spécifique de l'acide acétique de différens degrés de force. Force.

---

[1] Richter, Gehlen's Jour. IV, 11.
[2] Ann. de Chim. LXVIII, 88.

| ATÔMES. | | POIDS | | PESANTEUR |
|---|---|---|---|---|
| Acide. | Eau. | d'acide. | d'eau. | spécifique. |
| 1 + | 1 — | 100 | 14,78 | 1,0630 |
| | 2 | 100 | 25,21 | 1,0742 |
| | | 100 | 37,99 | 1,0770 |
| | 3 | 100 | 48,43 | 1,0791 |
| | | 100 | 52,94 | 1,0800 |
| | | 100 | 59,38 | 1,0763 |
| | 4 | 100 | 71,90 | 1,0742 |
| | 5 — | 100 | 83,90 | 1,0728 |
| | 6 + | 100 | 116,25 | 1,0658 |
| | 7 | 100 | 127,73 | 1,0637 |
| | 9 ½ | 100 | 166,34 | 1,0630 |

5. L'acide de la pesanteur spécifique 1,063 est le plus fort qu'on puisse se procurer; il cristallise à la température de 13° centigrades; et les cristaux se fondent lentement, lorsqu'ils sont chauffés à la température d'environ 23° centigrades.

Courtenvaux avait observé depuis long-temps, que les dernières portions d'acide acétique, qui passent dans la distillation, étaient susceptibles de cristalliser à un degré de froid médiocre. Lowitz proposa un moyen très-ingénieux d'obtenir cet acide à l'état de cristaux. Après avoir réduit en pâte du vinaigre distillé avec du charbon bien brûlé, il expose le mélange à une température qui n'excède pas 100° centigr. La partie aqueuse s'évapore, et l'acide reste. Par une chaleur plus forte, l'acide lui-même est séparé dans un très-grand état de concentration. En répétant ce procédé, on peut l'obtenir en cristaux. Le procédé de ce chimiste est plus récent, et sous tous les rapports il est préférable.

Action de la chaleur.

II. L'acide acétique ne peut être décomposé qu'à une forte chaleur rouge. Chenevix fit passer cinq fois successivement cet acide à travers un tube de porcelaine rouge de feu, sans être ainsi parvenu à le détruire entièrement; mais lorsque le tube est rempli de charbon, la décomposition est complète.

Il est probable que tous les soutiens de combustion auraient

de l'action sur l'acide acétique à une température élevée, puisque tous peuvent s'unir avec l'une ou l'autre de ses parties constituantes; mais à cet égard il n'a pas été fait d'expériences assez précises. A-la-vérité, il serait difficile d'établir une distinction entre l'effet de l'action de la chaleur, et celui de l'influence du soutien de combustion.

III. On n'a point cherché à reconnaître l'action des combustibles simples acidifiables, sur l'acide acétique; mais il est vraisemblable qu'il ne résulterait aucun fait important de cet examen.

Cet acide, capable d'oxider le fer, le zinc, le cuivre, le nickel et l'étain, n'attaque point l'or, l'argent, le platine, le mercure, le bismuth, le cobalt, l'antimoine et l'arsenic. On n'a point examiné s'il produit quelqu'effet sur le tellure, le tungstène, le molybdène, l'urane, le titane et le chrome.

IV. L'acide acétique forme, en se combinant avec les bases salifiables, des composés connus sous le nom d'*acétates*. Ces sels sont tous, sans aucune exception, solubles dans l'eau. Acétates

Lorsqu'on distille les acétates métalliques dans une cornue, à une chaleur graduée, mais constamment maintenue aussi faible que possible, il passe de l'acide acétique étendu d'eau, et un liquide inflammable particulier, auquel Chenevix a donné le nom d'*esprit pyro-acétique*. La base métallique reste dans la cornue mêlée avec du charbon, et il se développe un mélange de gaz acide carbonique et hydrogène carboné. La base est ordinairement réduite à l'état métallique, et cette réduction s'opère d'autant plus difficilement, que la quantité d'esprit pyro-acétique formé est plus considérable. On a présenté, dans la table qui suit, les résultats tels que les a obtenus Chenevix, de la distillation de sept acétates métalliques à l'état de pureté. Distillation des acétates métalliques.

| | ACÉTATE d'argent. | ACÉTATE de nickel. | ACÉTATE de cuivre. | ACÉTATE de plomb. | ACÉTATE de fer. | ACÉTATE de zinc. | ACÉTATE de manganèse. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| PERTE PAR LE FEU. | 0,36 | 0,61 | 0,64 | 0,37 | 0,49 | | 0,555 |
| RÉSIDU dans la cornue. — Etat de la base. | Réduite. | Réduite. | Réduite. | Réduite. | Oxide noir. | Oxide blanc | Oxide noir. |
| RÉSIDU dans la cornue. — Charbon. | 0,050 | 0,14 | 0,055 | 0,04 | 0,02 | 0,05 | 0,035 |
| PRODUITS liquides. — Pesant. spécifiq. | 1,0656 | 1,0398 | 1,0556 | 0,9407 | 1,011 | 0,8452 | 0,8266 |
| PRODUITS liquides. — Proport. d'acide. | 107,309 | 44,731 | 84,868 | 3,045 | 27,236 | 2,258 | 1,285 |
| PRODUITS liquides. — Liqueur spirit. | 0 | 0,2 | 0,17 | 0,555 | 0,24 | 0,695 | 0,94 |
| PRODUITS gazeux. — Acide carbonique | 8 | 35 | 10 | 20 | 18 | 16 | 20 |
| PRODUITS gazeux. — Hydrogène carb. | 12 | 60 | 34 | 8 | 34 | 28 | 32 |
| PRODUITS gazeux. — TOTAL des gaz. | 20 | 95 | 44 | 28 | 52 | 44 | 52 |

Les acétates de potasse et de soude fournissent une proportion plus considérable d'esprit pyro-acétique, qu'aucun des acétates métalliques.

Le produit liquide de la distillation de l'acétate de barite consiste en entier dans cet esprit, sans aucun mélange d'acide quelconque.

Cet esprit pyro-acétique est exactement le même, relativement à ses propriétés, de quelqu'acétate qu'il ait été obtenu : aucun autre genre de sels essayés, tels qu'oxalates, tartrates, citrates, ne donne l'esprit pyro-acétique pour produit. L'acide acétique n'est point converti dans cet esprit par la chaleur. Chenevix fit passer la même proportion d'acide acétique, cinq à six fois à travers un tube de porcelaine rouge de feu; cet acide fut décomposé en partie. La liqueur devint brune, et sa pesanteur spécifique était diminuée; et il resta dans la cornue une portion considerable de l'acide qui n'avait éprouvé aucune altération; mais si le tube de porcelaine contient du charbon, l'acide est détruit par une seule transmission à travers ce tube, et il ne se produit autre chose que de l'eau et des gaz acide carbonique et hydrogène carboné. Esprit pyro-acétique.

L'esprit pyro-acétique est un liquide parfaitement blanc et limpide. Sa saveur, d'abord âcre et chaude, devient fraîche, et en quelque sorte urineuse. Il a une odeur particulière, que Chenevix compare à celle d'un mélange de menthe poivrée, et d'amandes amères. Sa pesanteur spécifique, lorsqu'il est le plus pur possible, est 0,7864. Il brûle avec une flamme, blanche extérieurement, et d'un beau bleu en dedans, et il ne laisse pas de résidu après la combustion. Il bout à la température de 74° centigrades. Il se mêle à l'eau, à l'alcool et aux huiles volatiles essayées par Chenevix, en toute proportion. Il se mêle aussi en toute proportion avec l'huile d'olive à chaud; mais dans de certaines proportions seulement avec cette huile à froid. Il dissout le soufre et le phosphore en petites quantités, et c'est un excellent dissolvant du camphre. La cire et le suif s'y dissolvent à chaud; mais une partie de ces substances s'en sépare à mesure que la dissolution refroidit, et néanmoins l'eau y donne encore lieu à un précipité considérable. Il dissout la potasse, et la liqueur prend une couleur plus foncée; mais en la distillant on en obtient de nouveau l'esprit pyro-acétique, sans qu'il ait éprouvé d'altération. Mêlé avec de l'acide sulfurique, il noircit, il est décomposé, et le charbon formé est plus abondant. Avec l'acide nitrique, la liqueur devient jaune, et les propriétés de l'esprit sont altérées; il se produit de l'acide oxalique. L'acide hydro- Ses propriétés.

chlorique donne une couleur brune à l'esprit pyro-acétique. En le distillant avec cet acide, il se produit une combinaison, et il se forme une substance dont les propriétés diffèrent beaucoup de celles de l'éther hydrochlorique. D'où il paraît résulter que les propriétés de l'esprit pyro-acétique lui sont propres, et qu'il se distingue entièrement par elles de l'alcool, des éthers et des huiles volatiles; il mérite, en conséquence, une place particulière parmi les composés combustibles [1].

Parties constituantes de l'acide acétique

V. Les premières expériences pour reconnaître la composition de l'acide acétique, furent faites par le docteur Higgins. Après avoir décomposé l'acide acétique en distillant l'acétate de potasse, il recueillit et examina les produits [2]; mais à cette époque la science de la chimie n'était pas assez avancée pour que nous puissions bien juger de l'exactitude des résultats d'une semblable analyse. Le sujet a été repris plus récemment, d'abord par Gay-Lussac et Thénard, et depuis par Berzelius. Gay-Lussac et Thénard brûlèrent un mélange d'acétate de barite et de chlorate de potasse. L'acide fut entièrement converti en eau et en gaz acide carbonique. En examinant les produits gazeux, et la quantité d'acide acétique décomposé étant connue, ils se trouvèrent en état d'évaluer ses parties constituantes [3]. Berzelius fit son analyse de l'acide acétique d'après les mêmes principes de la théorie. Mais il eut beaucoup de peine à se procurer le sel sur lequel il opéra, entièrement privé d'eau [4]. Nous allons présenter ici, d'après ces chimistes, la composition de l'acide acétique.

| | Hydrogène. | | Carbone. | | Oxigène. | | Acide. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Gay-Lussac.... | 5,629 | + | 50,224 | + | 44,147 | = | 100 |
| Berzelius..... | 6,35 | + | 46,83 | + | 46,82 | = | 100 |

Si nous considérons le résultat de Berzelius comme se rapprochant le plus de la vérité, il s'ensuit que l'acide acétique est formé de

| | |
|---|---|
| 3 atômes hydrogène pesant | 0,375 |
| 4 *id.* . . carbone. . . . . | 3,000 |
| 3 *id.* . . oxigène. . . . . | 3,000 |

[1] Chenevix, Ann. de Chim. LXIX, 5.
[2] Higgins on acetous acid, p. 26.
[3] Recherches physico-chimiques. II, 308.
[4] Annals of Philosophy. IV, 323.

C'est donc un composé de 10 atômes, et le poids d'une molécule intégrante de ce composé est 6,375. La constitution des acétates confirme l'évaluation de ce poids. D'après l'analyse par Berzelius, des acétates de chaux et de plomb *, on a

*Acétate de chaux.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide acétique. . | 100 | . . . . 6,615 |
| Chaux. . . . . | 54,8 | . . . . 3,625 |

*Acétate de plomb.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide acétique. . . . . | 100 | . . . . 6,432 |
| Oxide jaune de plomb. . | 217,662 | . . . . 14 |

Le nombre équivalent pour l'acide acétique, suivant l'analyse du premier de ces sels, est 6,615, et d'après celle du second, de 6,432. Or, comme il est probable que ni l'un ni l'autre de ces sels n'était absolument privé d'eau, nous pouvons considérer comme suffisamment rapprochée la coïncidence entre le poids d'un atôme d'acide acétique que l'analyse de ces sels indique, et le poids donné par l'analyse de l'acide acétique.

---

## SECTION II.

### *De l'Acide benzoïque.*

I. Le benjoin, ou benjamin, ainsi qu'on l'appelle quelquefois, est une espèce de résine qui nous vient des Indes orientales. On la retire, suivant le docteur Dryander, du styrax benzoe, arbre qui croît dans l'île de Sumatra. Cette substance consiste en partie dans un acide particulier, dont Blaise de Vigenere donna, dès 1608, la description dans son Traité du feu et du sel, sous la dénomination de *fleurs de benjoin*, parce qu'il l'obtint par sublimation de la racine qui porte ce nom. On l'appela depuis *acide benzoïque*. Histoire.

1. Pour obtenir cet acide par le procédé le plus ordinaire, on met du benjoin, grossièrement pulvérisé, dans un pot de terre, à l'ouverture duquel on ajuste un cône de papier épais. On place ce pot, ainsi disposé, sur un bain de sable chauffé Préparation.

---

* Annals of Philosophy. V, 174.

modérément; l'acide benzoïque se sublime et s'attache au papier qu'on enlève alors pour lui en substituer un autre, et ainsi successivement. Cette méthode était ennuyeuse et difficile. Il n'était guère possible d'éviter que la chaleur agissant trop fortement sur le benjoin, il ne se volatilisât un peu d'huile empyreumatique, et que la pureté de l'acide sublimé n'en fût altérée. Neuman proposa d'humecter le benjoin d'alcool, et de le distiller ainsi dans une cornue à une douce chaleur. L'acide passe immédiatement après l'alcool, en partie cristallisé, et partie en consistance de beurre [1]. Geoffroy s'assura, en 1738, qu'en faisant digérer du benjoin pulvérisé dans de l'eau chaude, ce liquide en prenait une portion qu'il déposait en cristaux par le refroidissement. Schéele publia, en 1775, un procédé différent, auquel on donna généralement la préférence, comme plus facile et plus propre qu'aucun de ceux dont on s'était déjà servi, à produire une grande quantité d'acide. Ce procédé consiste [2] à opérer de la manière suivante. On verse d'abord sur quatre parties de chaux vive douze parties d'eau; et lorsque l'ébullition a cessé, on y en ajoute successivement quatre-vingt-seize autres. On met alors douze parties de benjoin réduit en poudre très-fine dans une bassine étamée, on verse dessus d'abord six parties environ du lait de chaux qui vient d'être préparé, et ensuite tout le reste peu à peu, et en remuant convenablement pour faciliter et bien opérer le mélange. Si l'on versait à-la-fois toute l'eau de chaux sur le benjoin, au-lieu de s'y mêler, elle le coagulerait, et se formerait avec lui en masse. On fait bouillir le tout à un feu doux pendant une demi-heure, en agitant continuellement le mélange. On le retire alors du feu, et on le laisse déposer pendant une heure. On décante dans un vaisseau de verre la liqueur limpide surnageante; on jete sur le résidu dans la bassine quatre-vingt-seize parties d'eau pure; on fait bouillir pendant une demi-heure, on retire alors la liqueur du feu, on la laisse reposer, et on décante celle qui surnage pour l'ajouter à la première. On traite encore ainsi de nouveau le résidu, qu'on met ensuite sur un filtre où on le lave à plusieurs reprises avec de l'eau chaude. Dans cette opération, la terre calcaire se combine avec l'acide du

---

[1] Neuman's Chemistry, p. 294.
[2] Schéele. I, 124.

benjoin, et le sépare des particules résineuses de cette substance. L'eau de chaux dissout un peu de résine, ce qui lui donne une teinte jaune. On réunit ensemble les liqueurs décantées et celles de lavage; et après avoir réduit, par l'évaporation, la liqueur totale à vingt-quatre parties, on la décante dans un autre vaisseau de verre.

Lorsqu'elle est refroidie, on verse dans la liqueur de l'acide hydrochlorique, en la remuant continuellement jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité, ou jusqu'à ce que la masse ait acquis une saveur légèrement acide. L'acide benzoïque qui était tenu en dissolution par la chaux, est précipité sous la forme d'une poudre fine.

Hatchett a observé qu'en faisant digérer du benjoin dans de l'acide sulfurique, il se sublime une grande quantité d'acide benzoïque en beaux cristaux. Par ce procédé, le plus simple de tous, on obtient l'acide à l'état de pureté. Il mérite donc principalement l'attention de ceux qui le préparent en grand [1].

2. L'acide benzoïque, ainsi obtenu, est une poudre blanchâtre, fine, légère, d'une saveur sucrée et tant soit peu amère; son odeur est peu forte, mais particulière et aromatique [2]. Cette substance n'est pas cassante, elle a, au contraire, une sorte de ductilité; sa pesanteur spécifique est de 0,657.[3] L'acide benzoïque affecte difficilement l'infusion de violette, mais il rougit celle de tournesol, et spécialement à chaud [4]. Propriétés.

L'acide benzoïque est volatilisé par la chaleur; il répand alors une forte odeur, qui provoque la toux. Chauffé au chalumeau sur une cuiller d'argent, il fond, devient fluide comme l'eau, et s'évapore sans s'enflammer. Il ne brûle que lorsqu'il est en contact avec la flamme, et alors il ne laisse point de résidu. Si on le met sur des charbons ardens, il s'exhale en une fumée blanche; si, lorsqu'il est fondu, on le laisse refroidir, il se durcit, et il se forme à sa surface une croûte rayonnée [5]. Distillé à vaisseau clos, il se sublime en

---

[1] Hatchett's Additional Experiments on Tannin. Phil. Trans. 1805.

[2] Cette odeur est due à une petite portion d'huile empyreumatique qui adhère à l'acide. Giesse l'a obtenu absolument inodore. *Voyez* Phil. Mag. XIV, 331.

[3] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 11.

[4] Morveau, Encycl. méthod. chim. I, 44.

[5] Lichtenstein.

grande partie sans être altéré ; mais il s'en décompose une portion, qui est presque entièrement convertie en huile et en gaz hydrogène carboné.

3. Cet acide n'est pas altéré par son exposition à l'air. Il faut 200 parties d'eau froide pour dissoudre une partie de l'acide [1], et une partie n'exige pour sa dissolution que 24,5 parties environ d'eau bouillante [2].

II. Les soutiens simples de combustion non plus que les combustibles simples, n'ont aucune action sensible sur l'acide benzoïque, à la température ordinaire de l'atmosphère, autant qu'on a pu s'en assurer; mais il n'a été fait que très-peu d'expériences à ce sujet.

Benzoates. III. L'acide benzoïque se combine avec les alcalis, les terres, et les oxides métalliques. On distingue ces combinaisons par le nom de *benzoates*.

Les benzoates alcalins sont solubles dans l'eau ; il en est de même des benzoates de barite, de strontiane et de magnésie. Ceux d'alumine, d'yttria et de chaux, ne se dissolvent qu'en petite quantité dans ce liquide. Parmi les sels métalliques, ceux de tellure, de mercure et de fer sont les seuls qui forment des précipités insolubles, lorsqu'on les mêle avec le benzoate d'ammoniaque. Le tellure et le mercure sont précipités en blanc, le fer en orangé. Berzelius [3] a proposé le benzoate d'ammoniaque, comme un excellent agent pour précipiter le fer, et le séparer d'autres corps avec lesquels il peut être uni. Cette méthode, d'après les expériences de Hisinger, paraît bonne ; mais il faut que le fer soit à l'état de peroxide, et que le liquide ne soit pas avec excès d'acide [4].

IV. L'acide sulfurique concentré dissout l'acide benzoïque sans production de chaleur, ni aucun autre changement, si ce n'est qu'il prend une légère teinte brune. En ajoutant de l'eau à cette dissolution, l'acide benzoïque s'en sépare, et se coagule à la surface sans être altéré en aucune manière [5]. L'acide nitrique, ainsi que l'acide sulfureux, présentent les mêmes

---

[1] Bucholz, Gehlen's Journal for die Chemie, Physik und Mineralogie. IX, 340.
[2] Bucholz, *ibid.*
[3] Afhandlingar. I, 171.
[4] *Ibid.* III, 162.
[5] Lichtenstein.

phénomènes. L'acide hydrochlorique, le chlore et l'acide phosphorique, ne dissolvent point l'acide benzoïque. L'acide acétique le dissout à chaud précisément comme cela a lieu avec l'eau ; mais ce qu'il en a pris cristallise de nouveau par le refroidissement de l'acide [1].

Il se dissout en très-grande quantité dans l'alcool, qui l'abandonne et le laisse précipiter par une addition d'eau. L'alcool bouillant peut en prendre une quantité égale à son propre poids [2]. 100 parties d'alcool absolu dissolvent à peine, à froid, 56 parties d'acide benzoïque.

On fait quelquefois usage de cet acide en médecine ; mais beaucoup moins fréquemment aujourd'hui qu'autrefois.

Parties constituantes.

V. Berzelius a fait avec beaucoup de soin, l'analyse de l'acide benzoïque [3], il l'a trouvé composé de

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Hydrogène.... | 5,16 ou | 6 atômes | = | 0,75 |
| Carbone..... | 74,41... | 15..... | = | 11,25 |
| Oxigène..... | 20,43... | 3..... | = | 3,00 |
| | 100,00 | | | 15,00 |

Suivant cette analyse, l'acide benzoïque contient 24 atômes, et le poids de l'une de ses molécules intégrantes est 15. La composition du benzoate de plomb concorde très-bien avec cette détermination ; il est formé, d'après l'analyse que Berzelius en a faite [4], de

| | | |
|---|---|---|
| Acide benzoïque..... | 100.... | 14,893 |
| Oxide jaune de plomb | 94.... | 14 |

Le nombre équivalent pour l'acide benzoïque dans ce sel, est 14,893, qui ne diffère pas de 1 pour 100 du nombre obtenu par l'analyse de l'acide lui-même.

Acide sébacique.

La nature âcre de la fumée que le suif émet à une température élevée, avait porté dès long-temps les chimistes à soupçonner l'existence d'un acide dans cette substance ; mais Grutzmacher est le premier qui en ait traité particulièrement dans une Dissertation *de ossium medullâ*, publiée en 1748 [5]. M. Rhades en fit mention en 1753, Segner en 1754 ; et Crell présenta, dans deux dissertations insérées

[1] Lichtenstein.
[2] Wenzell's Verwandtschaft, p. 302.
[3] Annals of Philophy. V, 181.
[4] *Ibid.*
[5] Leonhardi.

dans les Transactions Philosophiques, pour 1780 et 1782, l'exposé complet des propriétés de cet acide, qu'on appela d'abord acide de la graisse, et auquel on a donné depuis le nom d'*acide sébacique*.

Mais à l'époque où ces chimistes se livrèrent à ces expériences, on ne connaissait pas assez les propriétés caractéristiques des différens acides pour pouvoir les distinguer avec précision les uns des autres. Thénard ayant entrepris, en 1801, un travail sur ce sujet, et essayé tous les procédés suivis jusqu'alors, pour se procurer cet acide, il trouva que les acides, qu'avaient obtenus Crell et Guyton Morveau, étaient ou l'acide acétique, ou celui employé dans l'opération; il reconnut cependant l'existence d'un acide particulier qui se formait pendant la distillation du suif, et il l'appela *acide sébacique*. Les expériences de Thénard furent répétées, en 1804, par M. Rose, qui en obtint des résultats semblables, et se trouva d'accord avec le chimiste français dans toutes les observations [1].

Le sujet fut bientôt après repris par Berzelius qui, dans une dissertation intéressante, publiée en 1806, prouva que l'acide sébacique de Thénard n'est autre chose que l'acide benzoïque accompagné d'une substance inconnue, provenant de la graisse, qui altère quelques-unes des propriétés de l'acide, mais dont on peut le dépouiller entièrement, par des précautions convenables [2]. Il n'existe donc point, autant que cela nous est connu jusqu'à présent, d'acide auquel le nom d'acide sébacique puisse être appliqué.

---

## SECTION III.

### *De l'Acide succinique.*

Histoire. I. L'AMBRE est une substance bien connue, de couleur brune, qui se trouve dans la terre à quelque profondeur, et sur les côtes des mers de plusieurs contrées. Cette substance inflammable, transparente, d'une consistance assez dure, et susceptible de poli, était d'un usage bien précieux chez les

---

[1] Gehlen's Jour. III, 170.
[2] Afhandlingar. I, 170.

anciens, qui s'en servaient comme ornement et comme médicament. On en obtient, en la distillant, un sel volatil dont parle Agricola sous le nom de *sel d'ambre*, mais dont la nature resta inconnue pendant long-temps. Boyle découvrit le premier que ce sel était un acide [1]; on l'appela *acide succinique*, de *succinum*, dénomination latine de l'ambre.

M. Pott semble avoir été le premier chimiste qui ait entrepris une suite d'expériences sur la recherche des propriétés de l'acide du succin, et qui démontra, par les résultats qu'il en obtint, qu'il était différent de tout autre [2].

1. On prépare l'acide succinique en distillant au bain de sable dans une cornue, à un feu gradué, de l'ambre pulvérisé remplissant la cornue à moitié de sa capacité, et recouvert de sable sec. Il passe d'abord un phlegme insipide, puis un acide faible qui est, suivant Schéele, l'acide acétique [3]. L'acide succinique se volatilise ensuite, et s'attache au col de la cornue. Si l'on pousse plus loin la distillation, il vient à la fin une huile brune épaisse, dont la saveur est acide [4]. Préparation.

L'acide succinique est mêlé d'abord avec une certaine quantité d'huile. Il peut être rendu passablement pur en le dissolvant dans l'eau chaude, et en filtrant la dissolution sur un peu de coton préalablement humecté d'huile d'ambre. Cette substance retient la presque totalité de l'huile, et la dissolution passe claire. On en obtient alors, par une évaporation conduite avec ménagement, l'acide cristallisé; et en répétant cette opération, on parvient à l'avoir suffisamment pur. Guyton-Morveau a fait voir qu'on peut le mettre à l'état de pureté parfaite, en le distillant avec de l'acide nitrique en proportion convenable, et en ayant soin de modérer assez le feu pour éviter que l'acide succinique ne se sublime [5].

2. Les cristaux d'acide succinique sont blancs, transparens, brillans, d'une forme prismatique triangulaire feuilletée. Leur saveur est acide; ils rougissent la teinture de tournesol, et n'affectent que très-faiblement celle de violette. Propriétés.

Ces cristaux ne peuvent être sublimés que par une très-forte chaleur : celle du bain-marie ne suffit pas pour opérer

---

[1] Boyle, abrégé par Shaw. III, 369.
[2] Mém. Berl. 1753; et Lewis's edition of Neuman's Chemistry, p. 237.
[3] Bergman's notes on Scheffer.
[4] Ann. de Chim. XXIX, 165.
[5] *Ibid.*

cet effet. Chauffés au bain de sable, ils fondent, se subliment, et se condensent à la partie supérieure du vaisseau; mais le charbon qui reste, prouve qu'ils sont en partie décomposés [1].

3. Il faut, suivant Spielman [2], 96 parties d'eau, à la température de 10° centigr., pour dissoudre une partie d'acide succinique; à celle de 12°, 24 parties d'eau suffisent, et 2 seulement, d'après Stockar de Neuforn, lorsque l'eau est bouillante [3]. Mais alors il s'en cristallise la plus grande partie par refroidissement; et cependant Roux assure que cette eau ainsi refroidie, retient encore une quantité d'acide plus grande que celle que l'eau froide en peut dissoudre [4].

240 grammes d'alcool bouillant, dissolvent 177 grammes d'acide succinique; mais il cristallise de nouveau, à mesure que cette dissolution refroidit [5].

4. L'acide sulfurique dissout l'acide succinique à l'aide de la chaleur; mais il ne paraît pas qu'il le décompose. La même observation s'applique à l'effet que produit sur lui l'acide nitrique. L'acide hydrochlorique l'attaque faiblement à froid; mais à chaud il y a coagulation du tout en consistance d'une gelée [6].

5. Les composés que forme cet acide avec les alcalis, les acides, les terres et les oxides métalliques, ont reçu le nom de *succinates*. Les succinates alcalins sont solubles dans l'eau; il en est de même des succinates terreux, à l'exception du succinate de barite; d'où il suit que la barite est la seule terre qui puisse être précipitée d'une dissolution neutre par le succinate d'ammoniaque. Ce succinate précipite aussi le mercure et le plomb. Il sépare le fer de toutes dissolutions, pourvu que ce métal s'y trouve à l'état de peroxide, et qu'il n'y ait pas excès d'acide.

Parties constituantes:

6 L'acide succinique a été analysé avec beaucoup de précision par Berzelius [7]. Il est composé, d'après ses expériences, de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Hydrogène..... | 4,512 | ou 2 atômes | = 0,25 |
| Carbone..... | 47,600... | 4..... | = 3 |
| Oxigène..... | 47,888... | 3..... | = 3 |
| | 100,000 | | 6,25 |

[1] Pott.
[2] Inst. Chem. § 12.
[3] De succino.
[4] Morveau, Encycl. méth. I, 72.
[5] Wenzel's Verwandtschaft, p. 305.
[6] Pott.
[7] Annals of Philosophy, V, 99.

Il est formé, suivant cette analyse, de 9 atômes, et le poids de sa molécule intégrante est 6,25.

La composition du succinate de plomb, telle qu'elle a été déterminée par Berzelius, se rapporte presque exactement avec ce poids; car il considère ce succinate comme consistant en

| | | |
|---|---|---|
| Acide succinique..... | 100 | 6,26 |
| Oxide jaune de plomb..... | 223,62 | 14 |

Le nombre équivalent pour l'acide succinique est, d'après ceux-ci, 6,26; ce qui diffère à peine de 6,25, nombre déterminé par l'analyse de l'acide.

La seule différence entre les acides succinique et acétique, relativement à leur composition, consiste en ce que l'acide acétique contient un atôme d'hydrogène de plus que l'acide succinique, les atômes des autres parties constituantes étant les mêmes dans l'un et l'autre acides.

---

## SECTION IV.

### *De l'Acide moroxilique ou morique.*

Vers l'an 1802, le docteur Thompson fit la remarque d'une exsudation saline sur l'écorce du *morus alba*, ou mûrier blanc qui existe dans le jardin botanique de Palerme, en Sicile. Elle recouvrait l'écorce de l'arbre de petits grains d'un brun jaunâtre et noirâtre. Le docteur Thompson ayant recueilli une certaine quantité de cette matière, il l'envoya à Klaproth, qui publia, en 1803 *, l'analyse qu'il en avait faite. Histoire.

Cette matière a une saveur qui se rapproche de celle de l'acide succinique, et lorsqu'on en met sur des charbons ardens, elle exhale une vapeur qui irrite l'organe de l'odorat. Elle forme avec l'eau, qui ne la dissout qu'en petites quantités, un liquide brun rougeâtre qui donne, par l'évaporation, de petits cristaux aiguillés, d'une couleur de bois pâle, et qui ne sont point déliquescens à l'air. En essayant, avec divers réactifs, ces cristaux dissous dans l'eau, Klaproth s'assura qu'ils étaient une combinaison de chaux avec un acide particulier, qu'il

---

* Scherer's Jour. der Chemie, n.° 55, p. 1; et Nicholson's Jour. VII, 129.

nomma *moroxilique*, parce que le sel qui le contient est une production du *bois de mûrier*.

Le sel est très-peu soluble dans l'eau; à froid elle n'en prend que les 0,015 de son poids, et les 0,035, lorsqu'elle est bouillante. Les carbonates alcalins précipitent la chaux de la dissolution; mais la barite ne produit pas le même effet : ce qui prouve que l'acide sulfurique n'y est pas présent. Il précipite abondamment les dissolutions d'argent, de mercure, de cuivre, de fer, de cobalt et d'urane dans l'acide nitrique, ainsi que celles de plomb et de fer dans l'acide acétique. Il agit à peine sur l'eau de barite, l'acétate de barite, les hydrochlorates d'étain et d'or, et le nitrate de nickel.

Pour obtenir l'acide, on traite la dissolution du sel avec l'acétate de plomb. 45 grammes du précipité ainsi produit, furent mêlés avec 20 grammes d'acide sulfurique étendu de 60 grammes d'eau; le sulfate de plomb formé restait à l'état d'une poudre blanche, tandis que l'acide moroxilique était dissous, et s'obtenait par évaporation, en fines aiguilles de couleur de bois pâle.

Propriétés. L'acide, ainsi obtenu, a la saveur de l'acide succinique; il ne s'altère point à l'air. Il se dissout facilement dans l'eau et dans l'alcool; il ne précipite point les dissolutions métalliques, comme le fait le sel dont on l'extrait.

En le chauffant dans une cornue, il passe d'abord un peu d'une liqueur acide qui a la saveur de l'acide concret : à cette liqueur succède l'acide sans altération, qui adhère, en cristaux prismatiques, transparens et sans couleur, au col de la cornue. Il reste dans le vaisseau une masse charboneuse. Il semble donc que la sublimation par une douce chaleur, est le meilleur moyen d'obtenir cet acide à l'état de pureté.

Lorsqu'on distille le moroxilate ou morate de chaux, il se dégage une certaine quantité d'air inflammable mêlé d'acide carbonique, et il passe une liqueur acide que surnage une huile brune. Ce qui reste dans la cornue est une masse spongieuse, d'un brun pâle, consistant en carbonate de chaux mêlé avec de la matière charboneuse. Il résulte de ces phénomènes, que l'acide moroxilique est, comme tous les autres, composé d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, quoiqu'on ne connaisse pas la proportion des parties constituantes. On a donné le nom de *moroxilates* ou *morates*, aux sels que cet acide forme avec les alcalis.

Telles sont les propriétés de cette substance que Klaproth a reconnues. Il eut en son pouvoir trop peu du sel pour en faire plus complètement l'examen.

---

## SECTION V.

### *De l'Acide camphorique.*

Le *camphre* est une substance blanche cristalline bien connue, d'une saveur et d'une odeur très-forte, qu'on retire d'une espèce de laurier qui croît dans les Indes orientales. Cette substance est si volatile, qu'elle ne peut être tenue en fusion dans des vaisseaux ouverts, et elle est tellement inflammable, qu'elle brûle même à la surface de l'eau. Histoire.

Le camphre allumé en contact avec le gaz oxigène, brûle avec une flamme très-éclatante. Il y a dégagement abondant de calorique, formation d'eau, et la surface intérieure du vaisseau est tapissée d'une matière noire, qui est indubitablement du charbon : il y a aussi production d'une grande quantité de gaz acide carbonique [1]. D'où il suit que le camphre est composé, au-moins principalement, d'hydrogène et de carbone.

M. Kosegarten, en distillant successivement 8 fois de suite de l'acide nitrique sur du camphre, obtint un acide en cristaux [2] qu'on a appelé *acide camphorique*.

1. Bouillon-Lagrange, qui répéta les expériences de Kosegarten sur le camphre, parvint à en extraire facilement l'acide par le procédé suivant. On verse sur une partie de camphre mise dans une cornue, 8 parties d'acide nitrique, à 1,33 de pesanteur spécifique. On distille au bain de sable : il se dégage beaucoup de deutoxide d'azote et de gaz acide carbonique, il se sublime un peu de camphre. On répète trois fois de suite ce procédé sur la même portion de camphre; de manière que la proportion d'acide nitrique nécessaire pour l'acidification d'une partie de camphre, est en tout de 24 parties. Après la troisième distillation, la liqueur qui reste dans Préparation.

---

[1] Bouillon-Lagrange, Ann. de Chim. XXIII, 153.
[2] Kosegarten, de Camphorâ, etc. 1785.

la cornue, donne, par le refroidissement, des cristaux qui sont *l'acide camphorique*. On en obtient à-peu-près la moitié du poids du camphre employé.

Les expériences de Kosegarten et de Bouillon-Lagrange furent confirmées, en 1810, par Bucholz, qui convertit le camphre en acide camphorique, en opérant d'une autre manière. Il mettait dans une cornue 62 grammes de camphre avec 560 grammes d'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,250 et 186 grammes d'acide nitrique fumant, d'une pesanteur spécifique de 1,550. Il soumettait ce mélange à une chaleur modérée, et de manière qu'il ne passât à la distillation que la moitié de l'acide. Il répétait trois fois ce procédé en mettant à part l'acide distillé chaque fois. Après la troisième distillation, on remarquait l'acide camphorique surnageant l'acide dans la cornue, comme une masse butireuse, par le refroidissement du tout. On la séparait de l'acide nitrique au moyen d'un entonnoir de verre, et après l'avoir bien lavée et séchée, c'était l'acide camphorique à l'état de pureté.

Propriétés.

2. L'acide camphorique ainsi obtenu, est en cristaux parallélipipèdes d'un blanc de neige [1]. Ces cristaux s'effleurissent à l'air [2]. Les cristaux qu'on obtient ont ordinairement, dans leur ensemble, la forme de plumes et ressemblent à ceux d'hydrochlorate d'ammoniaque.

La saveur de l'acide camphorique est légèrement amère, et son odeur est analogue à celle du safran.

Il rougit les couleurs végétales.

3. Il est soluble dans 100 parties d'eau froide, selon Bucholz [3], et dans 96 parties, à la température de 16° centigr., suivant Bouillon-Lagrange. L'eau bouillante en peut dissoudre les 0,083 de son poids [4].

100 grammes d'alcool réel dissolvent 106 grammes d'acide camphorique. La dissolution a la consistance sirupeuse : l'alcool bouillant dissout cet acide en toute proportion [5].

Action de la chaleur.

4. L'acide camphorique mis sur des charbons ardens, se

---

[1] Kosegarten, de Camphorâ, etc. 1785.
[2] Lagrange.
[3] Bucholz, Gehlen's Journ. fur die Chemie, Physick, und Mineralogie. IX, 339.
[4] *Ibid.*
[5] *Ibid.*

dissipe entièrement en une fumée épaisse, aromatique; il fond, et se sublime à une chaleur médiocre. On peut le faire passer à travers un tube de porcelaine, rouge de feu, avec du gaz oxigène, sans qu'il éprouve aucun changement, mais il est sublimé. Par une simple distillation, il fond d'abord, et alors il se sublime sans avoir éprouvé d'altération [1].

5. L'acide camphorique ne produit aucun changement sur le soufre. Les acides minéraux le dissolvent en totalité, et il en est de même des huiles volatiles et fixes.

L'acide camphorique ne précipite point l'eau de chaux. Il ne produit aucun changement sur la dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique.

6. Les combinaisons de cet acide avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, forment ce qu'on a appelé des *camphorates*.

---

## SECTION VI.

### *De l'Acide bolétique.*

M. H. Braconnot examinant, en 1811, le suc exprimé du *boletus pseudo-igniarius* [2], fit la découverte de l'acide bolétique. Après avoir réduit, par une évaporation ménagée, le suc de ce bolet à l'état d'un sirop épais, il mit en digestion ce résidu visqueux dans l'alcool. La portion de cet extrait, insoluble dans l'alcool, fut dissoute dans l'eau, et on versa dans la liqueur du nitrate de plomb. Il se produisit un précipité blanc qui, ayant été bien lavé et délayé dans l'eau, fut décomposé par un courant de gaz acide hydro-sulfurique. La liqueur filtrée donna, par évaporation, deux acides distincts: l'un, en petite quantité et déliquescent à l'air, était composé d'acide phosphorique, et l'autre, en cristaux permanens, était l'*acide bolétique*. On l'obtenait à l'état de pureté en le dissolvant dans l'alcool et en le faisant cristalliser par l'évaporation de cette dissolution. Découverte.

1. L'acide bolétique pur, ainsi préparé, est blanc, inaltérable à l'air, formé de prismes irréguliers à quatre pans. Propriétés.

---

[1] Bucholz, Gehlen's Journal fur die Chemie, Physick, und Mineralogie. IX, 339.

[2] Ann. de Chim. LXXX, 272.

2. Sa saveur ressemble à celle du tartrate acide de potasse; il exige, pour se dissoudre dans l'eau, 180 fois son poids de ce liquide, à la température de 20° centigrades. Il est soluble dans 45 fois son poids d'alcool.

3. La solution aqueuse de cet acide rougit les couleurs bleues végétales. Le nitrate de plomb y produit un précipité qui se redissout par l'agitation. Il précipite complètement l'oxide rouge de fer de ses dissolutions, sous la forme de flocons d'une couleur de rouille; mais il ne précipite pas l'oxide noir de ce métal. Il forme, avec le nitrate d'argent, un dépôt blanc pulvérulent, soluble dans l'acide nitrique. Le nitrate de mercure produit le même effet; mais le précipité se dissout difficilement dans l'acide nitrique. L'eau de chaux et de barite ne manifestent aucune action sur la solution aqueuse de cet acide.

4. L'acide bolétique, exposé au feu, s'élève en vapeurs blanches qui ont une action irritante sur le gosier, et qui se condensent sur les corps voisins, sous la forme d'une poussière farineuse. Soumis à la distillation, il se sublime en plus grande partie sans éprouver d'altération, si ce n'est qu'il cristallise ensuite plus régulièrement; il fournit aussi, en se sublimant, une petite quantité d'un liquide qui répand une forte odeur d'acide acétique.

Sels. 5. Le bolétate d'ammoniaque est un sel qui cristallise en prismes tétraèdres applatis, et qui se dissout dans 26 fois son poids d'eau à la température de 20° centigr. Sa saveur est fraiche, salée et un peu piquante. Exposé au feu, il fond, se boursouffle et se sublime. Il précipite l'oxide rouge de fer, mais il ne produit aucun changement sur les sulfates de chaux, d'alumine et de manganèse: il précipite lentement le nitrate de cuivre en aiguilles soyeuses bleues.

6. Le bolétate de potasse est très-soluble dans l'eau et cristallise difficilement. Les acides en précipitent l'acide bolétique.

7. L'acide bolétique chauffé avec du carbonate de chaux dissout ce carbonate avec effervescence. Le bolétate de chaux cristallise en prismes tétraèdres comprimés. Ce sel a peu de saveur; il exige 110 fois son poids d'eau pour se dissoudre à la température de 22° centigr.; il est décomposé par les acides oxalique et sulfurique.

8. Le bolétate de barite est un sel acidule sous la forme

de plaques blanches, peu soluble dans l'eau et dans l'acide nitrique. Ce sel, projeté sur un fer rougi au feu, brûle rapidement avec une flamme rouge accompagnée de scintillations remarquables, en laissant pour résidu du carbonate de barite.

9. L'acide bolétique, chauffé sur de la limaille de fer avec de l'eau, donne lieu à une émission de gaz hydrogène et produit une liqueur jaune ayant la saveur de l'encre.

Telles sont les propriétés de l'acide bolétique, autant qu'elles ont été reconnues par M. Braconnot; aucun autre chimiste n'a encore, jusqu'à présent, répété ses expériences.

---

## SECTION VII.

### *De l'Acide subérique.*

Histoire.

Le liége est une substance trop bien connue pour qu'il soit nécessaire d'en donner ici la description : on sait que c'est l'écorce de l'arbre qui porte ce nom. Brugnatelli parvint à le convertir, par le moyen de l'acide nitrique, en un acide [1], qu'il appela *acide subérique*, de *suber*, dénomination latine du liége.

Plusieurs chimistes ayant reconnu dans cet acide beaucoup des propriétés de l'acide oxalique, ils annoncèrent qu'il n'était autre chose que ce dernier acide lui-même. Ce fut en conséquence de ces assertions, et pour vérifier jusqu'à quel point elles pouvaient être fondées, que Bouillon-Lagrange entreprit un travail particulier sur l'acide subérique. Ces expériences, publiées dans le 23.ème volume des *Annales de Chimie*, en établissent complètement la nature distincte, et démontrent qu'il a des propriétés différentes de celles de tout autre acide quelconque. Plus récemment, Chevreul a publié sur cet acide une nouvelle suite d'expériences, qui ont servi à établir d'une manière encore plus certaine sa nature particulière, et à nous faire mieux connaître ses propriétés [2].

Chevreul obtenait cet acide en faisant digérer une partie de liége dans six parties d'acide nitrique. Lorsque toute ac-

---

[1] Crell's Annals. 1787.
[2] Nicholson's Journal. XXIII, 149.

tion de cet acide avait cessé, il évaporait le tout jusqu'à consistance d'extrait. Il versait de l'eau chaude sur cet extrait, et il laissait pendant quelque temps le mélange en digestion. au bain de sable. Lorsqu'on l'en avait retiré, il se formait à sa surface une matière semblable à de la cire, et il se précipitait des flocons blancs sans saveur. Après avoir séparé ces substances et concentré le liquide par évaporation, l'acide subérique se précipitait sous la forme pulvérulente, et vers la fin de l'opération, il se formait des cristaux d'acide oxalique. J'observai, il y a quelques années, la formation d'acide oxalique en traitant le liége par l'acide nitrique.

Propriétés. L'acide subérique ainsi préparé, peut être mis à l'état de pureté en le lavant dans de l'eau froide. Il est alors blanc comme de l'amidon, et sa saveur est acide sans aucune amertume; la lumière n'altère pas la blancheur de cet acide. A la température de 60° centigrades, l'eau en dissout les 0,026 de son poids, et les 0,012 seulement, à la température de 13° centigrades. Cet acide étant chauffé, entre en fusion, et en se refroidissant il cristallise en longues aiguilles. Soumis à l'action de la chaleur dans une cornue, il est volatilisé, et se condense à la partie supérieure du vaisseau en aiguilles allongées. Il ne précipite point l'eau de chaux, de barite ou de strontiane, ni aucun des sels contenant ces terres alcalines. Les alcalis dissolvent très-bien l'acide subérique avec lequel ils forment des sels neutres. Il précipite le nitrate d'argent, l'hydrochlorate d'étain, le sulfate de fer, le nitrate et l'acétate de plomb, et le nitrate de mercure; mais il ne précipite pas le sulfate de cuivre ou le sulfate de zinc.

L'acide nitrique n'a point d'action sur l'acide subérique. Il se dissout dans l'alcool, et n'altère point la couleur du sulfate d'indigo, s'il est dépouillé de matière amère jaune *. Ces propriétés de l'acide subérique lui donnent beaucoup de ressemblance avec l'acide benzoïque, quoiqu'il en diffère sous plusieurs rapports.

---

* Nicholson's Journal. XXIII, 149.

## SECTION VIII.

### *De l'Acide pyrotartarique.*

Le sel appelé TARTRE se sépare du vin dans le tonneau ; on le purifie ensuite en le dissolvant dans l'eau et en évaporant la dissolution. Ce sel a fortement occupé l'attention des chimistes, depuis le temps de Paracelse, qui le premier le mit en vogue. On le considérait comme un sel acide d'une nature particulière. On reconnaissait aisément la potasse qui constitue sa base, en opérant la combustion du sel ; mais les efforts des chimistes pour en séparer l'acide qu'il contenait manifestement, furent pendant long-temps sans succès. En distillant le tartre dans une cornue, on obtenait bien un liquide acidule ; mais il différait évidemment de l'acide dans le tartre, puisqu'on ne pouvait parvenir à former ce sel en unissant ce liquide acidule avec la potasse. Enfin, Schéele trouva le premier, en 1770, un procédé au moyen duquel on pouvait obtenir du tartre l'acide tartarique pur. Ses propriétés diffèrant évidemment de celles de l'acide retiré de la distillation du tartre, autant que ces propriétés avaient pu être reconnues par les expériences des académiciens de Dijon [1], les Chimistes français qui fondèrent la nouvelle nomenclature chimique, distinguèrent ces acides par les dénominations d'acides *tartareux* et *pyrotartareux*, et à ces dénominations furent substituées depuis celles d'acide *tartarique* et *pyrotartarique* [2]. Fourcroy et Vauquelin publièrent, en 1799, une suite d'expériences sur les acides *pyromuqueux*, *pyrotartareux*, *pyroligneux* ; elles avaient pour objet de prouver que ces acides ne sont autre chose que l'acide acétique, dont la nature est déguisée par un peu d'huile empyreumatique avec lequel cet acide est combiné [3]. Cette opinion

Histoire.

[1] Elémens de Chimie de l'Académie de Dijon. III, 55.

[2] Ce fut Morveau qui, dans le premier volume de la partie chimique de l'Encyclopédie méthodique, publié en 1786, attira le premier l'attention des chimistes sur l'acide pyrotartarique, en essayant de le caractériser comme un acide particulier. Ses caractères furent établis d'une manière inexacte, parce qu'il n'avait jamais obtenu cet acide à l'état de pureté.

[3] Ann. de Chim. XXXV, 161.

paraît avoir été alors adoptée par les chimistes sans examen, quoique les preuves en ce qui concernait l'acide pyrotartarique soient loin d'être satisfaisantes, jusqu'à l'époque où Gehlen remit cet objet en question, en 1806, en assurant que l'acide pyrotartarique diffère essentiellement de l'acide acétique, et en lui assignant quelques caractères propres à le faire aisément distinguer [1]. D'après ce que Gehlen avait ainsi annoncé en 1806, Fourcroy et Vauquelin répétèrent l'année suivante, 1807, leurs expériences [2], et les résultats qu'ils en obtinrent confirmèrent pleinement l'opinion de Gehlen.

Préparation. On obtient l'acide pyrotartarique en distillant une certaine quantité de tartre (tartrate acide de potasse), dans une cornue, et en saturant avec de la potasse la liqueur acide dans le récipient; on sépare alors le sel par cristallisation, et on le purifie par des dissolutions et cristallisations répétées. Ce sel pur est mêlé ensuite avec de l'acide sulfurique étendu, et le mélange est soumis à la distillation dans une cornue. Il passe un liquide acide, et vers la fin de l'opération, il s'élève un sublimé blanc qui s'attache en écailles au haut de la cornue. Cette substance est l'acide *pyrotartarique*. En abandonnant la liqueur acide dans le récipient à une évaporation spontanée, elle dépose des cristaux d'acide pyrotartarique.

Propriétés. La saveur de l'acide pyrotartarique est extrêmement acide. Chauffé, il fond et se sublime en une fumée blanche, sans laisser aucun résidu. Il se dissout facilement dans l'eau, et cristallise de nouveau par évaporation spontanée. Il ne précipite point l'acétate de plomb, ni le nitrate d'argent; mais il précipite le nitrate de mercure. Quelque temps après qu'il a été mêlé avec de l'acétate de plomb, il se manifeste des cristaux en aiguilles.

Sa combinaison avec la potasse en excès ne produit point de sel semblable au tartrate acide de potasse. Dans cet état, il précipite instantanément l'acétate de plomb. Le pyrotartrate de potasse est soluble dans l'alcool; il ne précipite point les sels de barite et de chaux, ainsi que cet effet a lieu avec le tartrate acide de potasse [3].

---

[1] Ann. de Chim. LX, 79. [2] *Ibid.* LXIV, 42. [3] *Ibid.*

## SECTION IX.

### *De l'Acide oxalique.*

En distillant à une chaleur ménagée, de l'acide nitrique sur du sucre, le sucre se fond aussitôt, il se produit une effervescence et un dégagement abondant de deutoxide d'azote et de gaz acide carbonique; lorsque l'effervescence a cessé d'avoir lieu, et qu'on a laissé refroidir le liquide dans la cornue, on y aperçoit un grand nombre de petits cristaux transparens. Ces cristaux constituent un acide particulier auquel on a donné le nom *d'acide oxalique*, de celui de la plante *oxalis acetosella*, *surelle*, ou oseille sauvage, dans laquelle Schéele a prouvé qu'il existait tout formé. On l'avait cependant appelé d'abord *acide du sucre* ou *acide saccharin*. Histoire.

Comme la description la plus ancienne et la plus détaillée que nous ayons de cet acide, est celle qu'en a donnée Bergman, on lui en attribua pendant long-temps la découverte. Mais M. Ehrhart, l'un des amis intimes de Schéele, nous apprend qu'elle est due à cet illustre chimiste[1]. Hermbstadt et Westrumb le reconnaissent aussi[2]. Les assertions de ces savans qui, plus que tous autres, ont été dans le cas d'avoir à cet égard des informations exactes, doivent certainement suffire pour nous faire considérer Schéele comme étant réellement le premier chimiste qui ait eu connaissance de l'acide oxalique.

1. Bergman a indiqué, pour obtenir l'acide oxalique, le procédé suivant. On met dans une cornue tubulée une partie de sucre blanc pulvérisé, avec 3 parties d'acide nitrique, d'une pesanteur spécifique de 1,567, et on chauffe doucement, jusqu'à ce que la dissolution du sucre, qui donne lieu à un dégagement de vapeurs nitreuses, soit achevée. On adapte alors un récipient à la cornue, et on fait bouillir la liqueur, qui dégage du deutoxide d'azote en abondance. Lorsqu'elle est devenue d'un brun rougeâtre, on ajoute 3 autres parties d'acide nitrique, et on soutient l'ébullition jusqu'à ce qu'il ne s'exhale plus de vapeurs, et que la couleur du liquide Préparation.

[1] Elwert's Magazine for Apothecaries. 1785, part. I, p. 54.
[2] Keir's Dictionary.

ait disparu. On le décante alors de la cornue dans un autre vaisseau large, où il donne, par refroidissement, des cristaux en prismes quadrilatères déliés, qui souvent adhèrent entre eux sous un angle de 45°. En recueillant ces cristaux, et en les faisant sécher sur du papier brouillard, on trouvera que leur poids est d'environ 6 grammes. On traite l'eau-mère en la faisant bouillir dans la cornue avec 2 parties d'acide nitrique, jusqu'à ce que les vapeurs rouges aient presqu'entièrement disparu; et en faisant cristalliser de nouveau, on obtiendra environ 2 gram. d'acide solide. Si l'on traite une fois de plus le résidu, qui est déjà en consistance gélatineuse, au moyen d'additions successives de petites quantités d'acide nitrique, pouvant s'élever ensemble à deux parties, il se formera une masse brune saline déliquescente, du poids d'environ 2 grammes, qui diminuera de moitié environ, si on la met ensuite à l'état de pureté. Les cristaux, ainsi obtenus à différentes fois, peuvent être purifiés par dissolution et cristallisation, et en mettant le dernier lavage en digestion avec un peu d'acide nitrique, pour le laisser évaporer ensuite à la chaleur du soleil.

Bergman obtint par la même méthode l'acide oxalique de la gomme arabique, de l'alcool et du miel. Schéele, Hermbstadt, Westrumb, Hoffman, etc., retirèrent également cet acide de beaucoup d'autres productions végétales; et Berthollet l'obtint d'un grand nombre de substances animales.

Il importe beaucoup de ménager l'emploi de l'acide nitrique dans ce procédé de préparation de l'acide oxalique; car son produit est d'autant moindre, que la quantité d'acide nitrique ajouté est plus grande; et peut-être même n'en obtiendrait-on pas du tout, si elle était très-considérable*. Hermbstadt, au contraire, assure que si la quantité d'acide nitrique est trop petite, c'est l'acide tartarique et non l'acide oxalique qu'on obtiendra; mais cette assertion ne s'est pas trouvée confirmée par mes expériences. 100 grammes de sucre, convenablement traités, donnent 58 grammes d'acide oxalique cristallisé.

Propriétés. 2. L'acide oxalique ainsi préparé, est en cristaux prismatiques quadrilatères, dont les pans sont alternativement plus larges, et ils sont terminés par des sommets dièdres. Ils sont

* Bergman.

transparens et d'un beau blanc, avec beaucoup d'éclat. Leur saveur est très-acide ; ils rougissent les couleurs bleues végétales.

Ces cristaux contiennent de l'eau, et sont à l'état d'hydrates. En les chauffant avec précaution au bain de sable, ils deviennent pulvérulents, en perdant environ le tiers de leur poids ; mais dans ce cas, une portion de l'acide est sublimée. Berzelius a reconnu[1] que ces cristaux sont composés de

| | | |
|---|---|---|
| Acide réel..... | 52..... | 100 |
| Eau..... | 48..... | 92,3 |
| | 100 | |

Ils semblent être, par conséquent, formés de 1 atôme acide + 4 atômes eau.

3. L'acide oxalique cristallisé étant chauffé avec le contact de l'air, il s'en exhale une fumée très-irritante ; ce qui reste est une poudre beaucoup plus blanche que ne l'était l'acide. Il perd ainsi le tiers de son poids, qu'il reprend promptement par son exposition à l'air. A la distillation, l'acide oxalique, après avoir perdu d'abord son eau de cristallisation, se liquéfie et devient brun ; il passe du phlegme, il se sublime une croûte saline blanche, dont il en passe un peu dans le récipient ; mais la plus grande partie de l'acide est détruite, et il reste environ les 0,02 du tout dans la cornue en une masse, ayant l'odeur d'empyreume, qui noircit l'acide sulfurique, jaunit l'acide nitrique, et qui se dissout dans l'acide hydrochlorique, sans éprouver aucune altération. La portion de l'acide qui se sublime, n'éprouve aucun changement. En distillant une seconde fois cet acide, il produit une fumée blanche qui se condense dans le récipient en un acide incristallisable, incolore ; et le résidu, dans la cornue, est une matière de couleur foncée[2]. Il se dégage, pendant toute cette distillation, une grande quantité de vapeur élastique. Bergman obtint de 18 gram. d'acide oxalique, environ 1,786 décim. cubes de gaz, dont moitié acide carbonique, et moitié hydrogène carboné. Fontana recueillit de 31 gram. de cet acide, environ 7 décimètres cubes de gaz, consistant pour les 0,33

Action de la chaleur.

[1] Ann. de Chim. LXXXI, 300.
[2] Bergman.

en gaz acide carbonique, et pour le surplus en gaz hydrogène carboné.

Action de l'eau.

4. Les cristaux d'acide oxalique se dissolvent dans le double de leur poids d'eau à la température de 19° centig.; ce liquide en prend parties égales lorsqu'il est bouillant. La pesanteur spécifique de la dissolution est de 1,0593 [1]. 100 parties d'alcool bouillant dissolvent 56 parties d'acide oxalique en cristaux, mais 40 parties seulement, à une température moyenne [2]. La saveur de l'acide oxalique liquide, très-acerbe lorsqu'il est concentré, devient agréable lorsqu'il est suffisamment étendu d'eau [3]. Pris à l'intérieur en quantités considérables, comme de 31 grammes par exemple, il produit immédiatement de funestes effets.

Il rougit toutes les couleurs bleues végétales, excepté l'indigo. La dissolution d'un gramme d'acide oxalique cristallisé dans 1920 gramm. d'eau, rougit le papier bleu dont on se sert pour envelopper les pains de sucre. La dissolution d'un gramme dans 3600 grammes d'eau, rougit le papier de tournesol. Suivant Morveau, une partie d'acide oxalique cristallisé suffit pour donner une saveur sensiblement acide à 2633 parties d'eau [4].

Sa fixité est telle, qu'il ne s'en sublime aucune portion lors même qu'on fait bouillir l'eau qui le tient en dissolution.

Action des corps simples.

5. L'acide oxalique n'éprouve aucune altération à l'air, ni par l'action du gaz oxigène. On n'a pas examiné l'effet que produisent sur cette substance les corps combustibles simples; mais selon toutes les probabilités, cet effet est peu considérable.

Cet acide peut oxider le plomb, le cuivre, le fer, l'étain, le bismuth, le nickel, le cobalt, le zinc et le manganèse.

Il n'attaque point l'or, l'argent, le platine et le mercure.

6. L'acide oxalique forme, en se combinant avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, des sels connus sous le nom d'*oxalates*.

Décomposition.

7. Les acides hydrochlorique et acétique dissolvent, mais sans l'altérer, l'acide oxalique [5]; il est décomposé en partie

---

[1] Bergman. I, 255.
[2] *Ibid.*
[3] *Ibid.*
[4] Encycl. méth. art. *Acide saccharin.*
[5] Bergman.

par l'acide sulfurique à l'aide de la chaleur, et il se forme du charbon. L'acide nitrique le décompose à la température de l'eau bouillante, et il le convertit en eau et en acide carbonique *. On peut conclure de ce résultat, et des produits que donne la distillation de l'acide oxalique pur, que cet acide est composé d'oxigène, d'hydrogène et de carbone. En chauffant au rouge des oxalates desséchés, l'acide oxalique est complètement décomposé. Autant que j'ai pu m'en assurer par mes propres expériences, l'acide oxalique est décomposé précisément de la même manière, et les mêmes produits nouveaux sont formés, quel que soit l'oxalate qu'on emploie; mais l'oxalate de chaux est celui qui convient le mieux, parce que c'est celui dont on peut reconnaître le plus exactement la composition.

Lorsqu'on distille de l'oxalate de chaux dans une petite cornue à une chaleur poussée par degrés jusqu'au rouge, l'acide oxalique est complétement décomposé et converti en cinq substances nouvelles, savoir : *eau*, *acide carbonique*, *oxide de carbone*, *hydrogène carboné* et *charbon*. L'eau est en petite quantité, l'acide carbonique en grande proportion, dont partie à l'état de gaz, et partie en combinaison avec la base de l'oxalate. L'oxide de carbone et l'hydrogène carboné sont gazeux; et dans les proportions de 7 parties du gaz oxide à 3 parties du gaz hydrogène carboné. Le charbon est en petite quantité : il se trouve mêlé dans la cornue avec le résidu, auquel il donne une couleur grise. En recherchant avec beaucoup de soin la proportion de chacun de ces produits, et en estimant leur composition d'après les analyses les plus exactes qui aient été faites jusqu'à présent de chacun d'eux, j'ai trouvé que la composition de l'acide oxalique pouvait être établie ainsi qu'il suit, savoir : Composition.

| | |
|---|---|
| Oxigène | 64 |
| Carbone | 32 |
| Hydrogène | 4 |
| | 100 |

L'acide oxalique a été analysé en dernier lieu par Gay-

* Fourcroy. VII, 224.

Lussac et Thénard[1], et par Berzelius[2]. Les résultats de ces analyses ont été, savoir :

| | Hydrogène. | | Carbone. | | Oxigène. |
|---|---|---|---|---|---|
| Gay-Lussac. . . | 2,745 | + | 26,566 | + | 70,689 |
| Berzelius . . . . | 0,244 | + | 33,222 | + | 66,534 |

Si nous considérons les expériences de Berzelius comme exactes, il s'ensuit que l'acide oxalique consiste dans

| | | | |
|---|---|---|---|
| Hydrogène $\frac{1}{12}$ de | 1 atôme | = | 0,0104 |
| Carbone. . . . . | 2 atômes | = | 1,5 |
| Oxigène. . . . . | 3 atômes | = | 3 |
| | | | 4,5104 |

La constitution de l'oxalate de plomb, telle qu'elle a été déterminée par Berzelius, s'accorde très-bien avec ce résultat. Suivant lui, cet oxalate est formé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide oxalique. . . . . | 100. . . . . | 4,552 |
| Oxide de plomb . . . . | 307,5. . . . | 14,000 |

L'équivalent pour l'acide oxalique serait, comme nous voyons, 4,552, ce qui ne diffère que de très-peu de 4,5104, nombre qui dérive de l'analyse de l'acide oxalique.

Cependant l'analyse de Berzelius ne peut se concilier avec la théorie atômique, car on ne peut guère concevoir l'existence d'un douzième d'un atôme d'hydrogène dans un composé. Il est beaucoup plus probable que l'acide oxalique est un composé de 1 atôme acide carbonique, 1 atôme oxide de carbone et 1 atôme hydrogène, ce qui donne

| | |
|---|---|
| Acide carbonique. . . . . | 2,75 |
| Oxide de carbone. . . . . | 1,75 |
| Hydrogène. . . . . | 0,125 |
| | 4,625 |

Ce qui se rapproche de plus près de l'équivalent pour l'acide oxalique dérivé de l'analyse de l'oxalate de plomb, que le poids indiqué par l'analyse directe de l'acide oxalique lui-même.

---

[1] Recherches physico-chimiques. II, 302.
[2] Annals of Philosophy. V, 99.

## SECTION X.

### *De l'Acide mellitique.*

On trouve à Arten, en Thuringe, dans des couches de bois fossiles, et en petits cristaux solitaires, un minéral d'un jaune de miel, qui au premier coup-d'œil a quelque ressemblance avec l'ambre; mais Verner, qui le reconnut en 1790 pour être une substance particulière, lui donna le nom de *honigstein* (pierre de miel) que les minéralogistes étrangers ont converti en celui de *mellite*. Ce minéral est très-rare; on ne l'a encore rencontré jusqu'à présent, que dans la province de Thuringe et en Suisse [1]. Histoire.

Le mellite est ordinairement d'une couleur jaune de miel, mais quelquefois d'un jaune paille. Il est toujours cristallisé en octaèdres, dont la formation est rarement complète. Quelquefois, en effet, l'une des pyramides manque en presque totalité. La surface de ces cristaux est généralement lisse et brillante; ils ont intérieurement l'éclat du verre. Ils sont demi-transparens, cassans, mous, et se réduisent facilement en poudre. Ils prennent, dans cet état, une couleur grise jaunâtre. Leur pesanteur spécifique est d'environ 1,550 [2].

Les minéralogistes reconnurent bientôt que ce minéral est en partie combustible; mais ils ne furent pas d'accord sur sa composition. Lampadius [3] et Abich [4] en entreprirent en même temps l'analyse; mais les résultats de ces analyses diffèrent tellement les uns des autres, qu'ils méritent peu de confiance. Il était d'ailleurs évident, d'après la manière dont leurs expériences furent faites, que les parties originairement composantes du minéral durent être altérées par le feu. Klaproth, qui l'analysa en 1799, reconnut qu'il était un composé d'alumine et d'un acide particulier qu'il nomma *mellitique* [5], et cette analyse fut, bientôt après, confirmée par celle qu'en fit Vauquelin [6].

---

[1] Brochant, Min. II, 73.
[2] Klaproth's Beitrage III, 115.
[3] Crell's Annals. 1797. II, 10.
[4] *Ibid.* p. 16.
[5] Beitrage. III, 114.
[6] Ann. de Chim. XXXVI, 203.

Préparation. 1. On n'a trouvé jusqu'à présent l'acide mellitique que dans la pierre de miel, ou mellite. Pour l'en extraire, on fait bouillir, dans environ soixante-douze fois son poids d'eau, le minéral réduit en poudre. L'acide se combine avec l'eau, et l'alumine se sépare en flocons. En filtrant la dissolution, et en l'évaporant suffisamment, on obtient l'acide mellitique en cristaux.

Propriétés. 2. Ces cristaux sont, ou sous la forme d'aiguilles très-fines quelquefois réunies en globules, ou sous celle de petits prismes courts. Ils sont brunâtres; leur saveur, d'abord d'une aigreur douceâtre, est suivie d'un peu d'amertume.

3. Cet acide n'est pas très-soluble dans l'eau; mais on n'a pas déterminé avec précision son degré de dissolubilité dans ce liquide.

4. Au feu, il se décompose aisément en exhalant une fumée abondante qui, cependant, n'a pas d'odeur. Il reste une petite quantité de cendres insipides qui n'altèrent pas la teinture de tournesol.

5. On a essayé en vain de transformer cet acide en acide oxalique par l'action de l'acide nitrique. Cet acide ne produit d'autre effet que de faire passer la couleur de l'acide mellitique au jaune paille.

6. On n'a pas examiné l'action des corps simples sur cet acide.

7. Il se combine avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, et il résulte de ces combinaisons des sels qu'on a distingués par le nom de *mellates*.

8. D'après l'analyse de Klaproth, le mellite est composé de

| | |
|---|---|
| Acide mellitique..... | 46 |
| Alumine..... | 16 |
| Eau..... | 38 |
| | 100 |

Mais lorsqu'on distille le mellite dans une cornue, l'acide est complétement décomposé, et ses élémens, en s'unissant ensemble, forment des combinaisons diverses. Klaproth obtint ainsi de 6gr,5 de mellite.

885 centimètres cubes de gaz acide carbonique.
213 centimètres cubes de gaz hydrogène.
2gr,5 environ, d'eau acidule et aromatique.
0,065 d'huile aromatique.
0,583 de charbon.
1,036 Alumine.

Il est évident, d'après cette analyse, que l'acide mellitique est comme le plus grand nombre des acides combustibles, composé de carbone, d'hydrogène et d'oxigène.

Quoique ces données ne puissent pas suffire pour nous mettre en état de déterminer avec précision les parties constituantes de l'acide mellitique, elles nous fournissent au-moins les moyens de les estimer par approximation. En considérant comme exacte l'analyse du mellite par Klaproth, il s'ensuit que le nombre équivalent pour l'acide mellitique, est 6,109 : car 16 : 46 :: 2,125 : 6 109 : supposons que 6,125 représente le poids d'un atôme d'acide mellitique, alors il en résultera pour les atômes suivans, savoir : Composition.

| | |
|---|---|
| 1. Atôme hydrogène..... | = 0,125 |
| 4. Atômes carbone..... | = 3,000 |
| 3. Atômes oxigène..... | = 3,000 |

D'après cette supposition, 100 parties d'acide mellitique consisteraient en

| | |
|---|---|
| Hydrogène..... | 2,04 |
| Carbone..... | 48,98 |
| Oxigène..... | 48,98 |
| | 100,00 |

Or, en négligeant les 2,5 d'eau acidule, l'analyse de Klaproth donne, pour les parties constituantes,

| | |
|---|---|
| Hydrogène..... | 0,35 |
| Carbone..... | 47,11 |
| Oxigène..... | 52,54 |
| | 100,00 |

En considérant combien les faits ont été imparfaitement établis, il faudra convenir que l'analyse ci-dessus se rapproche des nombres précédens, tout aussi près qu'il aurait été possible de s'y attendre.

## SECTION XI.

### *De l'Acide tartarique.*

Histoire. La substance appelée ordinairement TARTRE, ou CRÊME DE TARTRE, tartrate acide potasse, lorsqu'elle est pure, a occupé pendant plusieurs siècles l'attention des chimistes. Duhamel et Grosse, et après eux Margraff et Rouelle le jeune, prouvèrent que c'était un composé d'un acide uni à de la potasse; mais Schéele parvint le premier à obtenir séparément cet acide. Il communiqua le procédé qu'il avait employé pour l'avoir ainsi, à Retzius, qui le publia dans les Transactions de Stockholm, pour 1770. Ce procédé consistait à faire bouillir du tartre avec de la craie, et à décomposer ensuite par l'acide sulfurique le tartrate de chaux formé.

Préparation. 1. On se sert encore actuellement de cette méthode de Schéele pour préparer l'acide tartarique. On dissout le tartrate acide de potasse dans l'eau bouillante, et on ajoute à la dissolution de la craie en poudre jusqu'à ce que toute effervescence ait cessé et que la liqueur ne rougisse plus les couleurs bleues végétales. On laisse refroidir le liquide; et en le filtrant alors, on en sépare le tartrate de chaux qui, étant insoluble, reste en une poudre blanche sur le filtre. On met ce tartrate, après l'avoir bien lavé, dans une cucurbite de verre, et on y verse de l'acide sulfurique étendu d'eau, en quantité égale au poids de la craie employée. On laisse digérer pendant douze heures ce mélange en le remuant au besoin. L'acide sulfurique prend la place de l'acide tartarique qu'il sépare de sa base; le sulfate de chaux formé reste au fond du vaisseau, tandis que l'acide tartarique est tenu en dissolution dans la partie liquide. On la décante alors, et pour s'assurer si elle contient encore de l'acide sulfurique, on y ajoute de l'acétate de plomb. Il s'y forme un précipité insoluble dans l'acide acétique, s'il y a présence d'acide sulfurique, tandis que s'il n'y en reste pas, le précipité se dissout dans l'acide acétique. Dans le premier cas, on fait digérer de nouveau le liquide avec une quantité additionnelle de tartrate de chaux; dans le second, on l'évapore lentement et on en obtient en acide tartarique cristallisé, environ 0,33 du poids du tartrate acide de potasse employé.

On peut, dans ce procédé, substituer la chaux à la craie. La décomposition du tartrate acide de potasse s'opère alors complétement, tandis que dans la méthode de Schéele, il n'y a que l'excès d'acide qui se combine avec la craie. Mais en faisant usage de chaux, on ne peut parvenir à séparer la totalité du tartrate de chaux, parce que la potasse, au moment où elle est séparée du tartrate acide de cette base, en retient une portion considérable en dissolution. En faisant évaporer la liqueur, cette portion se présente sous la forme d'une gelée transparente. En l'exposant à l'air, la potasse attire l'acide carbonique qui s'unit à la chaux, et l'acide tartarique se combine de nouveau avec la potasse. Le meilleur moyen pour obtenir cet alcali passablement pur est, suivant Vauquelin, à qui nous sommes redevables de ces observations, d'évaporer à siccité et de chauffer au rouge le résidu. En lessivant la masse, on aurait l'alcali assez voisin de l'état de pureté [1].

2. La forme des cristaux de l'acide tartarique est tellement irrégulière, que chacun des chimistes qui ont traité de cette substance, en a donné une description différente. Ils consistent généralement, suivant Bergman, en lames divergentes [2]; Von Packen leur a trouvé, le plus souvent, la forme de prismes à longues pointes [3]; Spielman et Corvinus [4] les obtinrent en groupes, dont quelques-uns en forme de lances, d'autres en aiguilles, et plusieurs en pyramides; Morveau en a eu en aiguilles [5]. Leur pesanteur spécifique est 1,5962 [6]. Propriétés

Comme ce sont les pharmaciens qui vendent ces cristaux en Angleterre, ils sont en grouppes ayant l'apparence de prismes tetraèdres très-irréguliers. D'après mes expériences, ces cristaux sont formés de 84,5 acide réel et 15,5 eau.

3. L'acide tartarique cristallisé est blanc, très-ferme, et d'une transparence imparfaite. Il peut rester exposé à l'air pendant tout aussi long-temps que ce soit sans éprouver aucun changement. Chauffé à quelques degrés au-dessus de la température de l'eau bouillante, il fond et demeure limpide et transparent comme l'eau. A 121° centi., il bout sans perdre

---

[1] Ann. de Chim. XLVII, 147.
[2] Bergman. III, 368.
[3] De Sale Essent. Acidi Tartari.
[4] Analecta de Tartare.
[5] Encyc. méthod. chim. I, 323.
[6] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXXVIII, 11.

de sa transparence et sans se colorer. Si l'ébullition est continuée pendant un peu de temps seulement, il ne perd pas au-delà de quatre pour cent de son poids. Par le refroidissement il se concrète de nouveau en une masse dure, demi-transparente, qui ressemble beaucoup à du sucre blanc qui a été fondu à la même température. Par ce procédé, la nature de l'acide est changée, il est alors devenu déliquescent à l'air.

L'acide tartarique, dans son état de cristallisation ordinaire, est un hydrate composé, suivant les expériences de Berzelius [1], de

| | |
|---|---|
| Acide réel..... | 100 |
| Eau..... | 12,7 |

D'où il suit qu'il semble être formé de 1 atôme acide + 1 atôme eau. Dans cette supposition, sa véritable composition doit être de

| | |
|---|---|
| Acide réel..... | 100 |
| Eau ..... | 13,43 |

En distillant à une température suffisamment élevée, l'acide tartarique combiné avec une base, comme avec la chaux, par exemple, cet acide est complètement décomposé. Les produits dans lesquels il est converti, sont de l'*eau*, du *gaz acide carbonique*, du *gaz hydrogène carboné*, de l'*huile* et du *charbon*. La quantité d'acide carbonique qui résulte de cette décomposition de l'acide tartarique, est moins considérable que celle produite par un poids égal d'acide oxalique; mais il diffère de ce dernier acide, en ce qu'il abandonne une portion d'huile épaisse colorée en brun, qui a l'odeur d'empyreume, et se dissout dans l'alcool.

4. L'acide tartarique se dissout aisément dans l'eau. Bergman en obtint une dissolution, dont la pesanteur spécifique était de 1,200 [2]. Morveau observa cependant que cette pesanteur spécifique n'était que de 1,084 lorsque les cristaux s'étaient formés spontanément dans une dissolution de l'acide. Cet acide n'est pas susceptible d'éprouver de décomposition spontanée, lorsqu'il est dissous dans l'eau, à moins que cette dissolution ne soit considérablement étendue.

---

[1] Ann. de Chim. LXXXI, 295.

[2] Bergman. I, 250.

5. Il n'a point encore été fait de recherches relativement à l'action de l'acide tartarique sur les soutiens de combustion, et combustibles simples; mais il est probable qu'il ne fait éprouver aucun changement sensible à ces corps. Il oxide le fer et le zinc, et même le mercure; mais il n'agit point sur l'antimoine, le bismuth, l'étain, le plomb, le cuivre, l'argent, l'or et le platine. Son action sur les autres corps métalliques a été très-peu examinée. Action des corps simples.

6. L'acide tartarique se combine avec les alcalis, les terres, et les oxides métalliques. Il forme avec ces bases, des sels connus sous le nom de *tartrates*. Quoique sa combinaison avec les terres alcalines donne naissance à des sels qui se dissolvent à peine dans l'eau, cependant il n'a pas la propriété d'en précipiter aucun de leurs dissolutions. Il diffère très-sensiblement, à cet égard, de l'acide oxalique, qui précipite tous ces sels, à l'exception de ceux de magnésie.

7. L'acide tartarique a été depuis peu analysé par Gay-Lussac et Thénard [1], et par Berzelius [2]. Ces chimistes ont obtenu pour résultats, savoir : Composition.

| | Hydrogène. | | Carbone. | | Oxigène. |
|---|---|---|---|---|---|
| Gay-Lussac..... | 6,629 | + | 24,050 | + | 69,321 |
| Berzelius..... | 3,951 | + | 36,167 | + | 59,882 |

Berzelius a fait remarquer que l'acide tartarique de Gay-Lussac et Thénard, contenait en fait, 34,54 pour cent d'eau, et qu'en retranchant cette quantité des résultats de leur analyse, ils se rapprochent de très-près des siens. On peut induire des nombres de Berzelius, que la composition de l'acide tartarique consiste en

| | | |
|---|---|---|
| 3 Atômes hydrogène. . . . | = | 0,375 |
| 4 Atômes carbone . . . . . | = | 3,000 |
| 5 Atômes oxigène . . . . . | = | 5,000 |
| | | 8,375 |

Conformément à cette constitution, une molécule intégrante d'acide tartarique pésera 8,375; or ce poids correspond parfaitement avec celui d'un atôme d'acide tartarique, tel qu'il

---

[1] Recherches physico-chimiques. II, 304.
[2] Annals of Philosophy. V, 96.

se déduit de la composition du tartrate de plomb. Ce sel, d'après l'analyse de Berzelius, est formé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide tartarique. . . . . | 100 . . . | 8,383 |
| Oxide de plomb. . . . . | 167 . . . | 14 |

Le nombre 8,383 dérivant de la constitution de ce sel, coïncide de très près avec le nombre 8,375 déduit de l'analyse de l'acide tartarique.

On a fait à peine aucun emploi de l'acide tartarique à l'état de pureté; mais on fait un fréquent usage en médecine de quelques-uns des composés dans lesquels cet acide entre. Il a la propriété de se combiner en deux proportions différentes avec un grand nombre de bases. Avec la potasse, par exemple, il forme, dans une certaine proportion, un sel assez soluble dans l'eau, qu'on nomme *tartrate de potasse;* et avec une plus grande quantité de cette base, la combinaison produit le *tartre*, tartrate acide de potasse, sel qui ne se dissout que très-imparfaitement dans l'eau. On peut, à raison de cette propriété de l'acide tartarique, en découvrir aisément la présence dans toute dissolution acide. Il suffit, pour cela, d'y verser lentement un peu de dissolution de potasse : si la dissolution acide ainsi essayée, contient un peu d'acide tartarique, le tartrate acide de potasse se précipite immédiatement sous la forme d'une poudre blanche graveleuse.

---

## SECTION XII.

### *De l'Acide citrique.*

Histoire. Les chimistes ont toujours considéré le suc des oranges, et des citrons, comme un acide. Ce suc contient une certaine quantité de mucilage et d'eau, qui rend l'acide impur, et susceptible de se décomposer spontanément. M. Georgi parvint à en séparer le mucilage par le procédé suivant : après avoir exactement rempli de suc de citron une bouteille qu'il ferma avec un bouchon de liége, il le plaça dans une cave. Au bout de quatre ans, le liquide était devenu aussi limpide que l'eau. Il s'était formé au fond de la bouteille un dépôt en flocons, de matière muqueuse, et au-dessous du bouchon une croûte épaisse. Il exposa cet acide à un froid de 12° centigr. qui fit

geler la plus grande portion de la partie aqueuse, et laissa un acide concentré assez pur [1]. Mais c'est à Schéele que nous devons tout-à-la-fois, et la connaissance des propriétés particulières et distinctives de l'acide citrique, et le meilleur procédé pour l'obtenir parfaitement pur.

1. Ce procédé, qui est encore en usage, consiste à saturer le suc exprimé des citrons, lorsqu'il est bouillant, avec de la craie pulvérisée; il se précipite au fond du vaisseau une poudre blanche, qui est une combinaison de la chaux avec l'acide citrique. On sépare cette poudre de la liqueur, en la filtrant, et on lave ce précipité à l'eau tiède jusqu'à ce que ce liquide cesse d'être coloré. On verse alors sur le citrate de chaux ainsi lavé, autant d'acide sulfurique étendu de six fois son poids d'eau, qu'il en faudrait pour saturer la craie employée. On fait bouillir le mélange pendant quelques minutes; on filtre pour en séparer le sulfate de chaux formé par la décomposition du citrate de chaux, et on évapore jusqu'à consistance de sirop, la liqueur filtrée, dans laquelle il se forme par refroidissement, des cristaux qui sont l'*acide citrique* [2]. Préparation.

Schéele conseille d'ajouter un excès d'acide sulfurique, afin d'opérer plus sûrement la séparation de la totalité de la chaux; mais, suivant Dizé, cet excès remplit un autre objet important [3], celui de détruire le mucilage qui adhère encore, suivant lui, à l'acide citrique dans son état de combinaison avec la chaux.

Proust, dans un mémoire qu'il a publié dans le *Journal de Physique* pour 1801 [4], sur la préparation de l'acide citrique, fait observer qu'en employant l'acide sulfurique en trop grande proportion, il agit sur l'acide citrique, le charbonne, et en empêche la cristallisation. On remédie à cet inconvénient par l'addition d'un peu de craie. Ce chimiste s'est assuré qu'il en faut 4 parties pour la saturation de 94 parties de suc de citron. La quantité de citrate de chaux qu'on obtient s'élève à environ 7,5 parties, et pour opérer la décomposition de cette proportion de citrate de chaux, il faut 20 parties d'acide sulfurique à 1,15 de pesanteur spécifique.

---

[1] Kongl. Vetenskaps Academiens Handlingar, 1774, p. 245.
[2] Schéele. II, 203.
[3] Nicholson's Journal. II, 43.
[4] Journ. de Phys. LII, 366.

Propriétés. 2. Les cristaux d'acide citrique sont des prismes rhomboïdaux à pans inclinés entre eux sous des angles d'environ 60 et 120 degrés, terminés à chaque extrémité, par quatre faces trapézoïdales qui embrassent les angles solides [1]. Ces cristaux n'éprouvent aucune altération à l'air; leur saveur est si excessivement acide, qu'elle produit une impression douloureuse; mais elle devient d'une acidité agréable, lorsqu'ils sont dissous dans une proportion d'eau convenable.

Ces cristaux contiennent de l'eau combinée, et par conséquent ils sont à l'état d'hydrate. Suivant l'analyse de Berzelius [2], ils sont composés de

| | |
|---|---|
| Acide réel..... | 100 |
| Eau..... | 26,58 |

Ce résultat approche de la formation de 1 atôme acide + 2 atômes eau. Si la proportion de ce liquide s'élevait à 30,5 au-lieu de 26,58, on aurait exactement 2 atômes.

3. En exposant l'acide citrique à une chaleur assez forte pour le fondre, et en le tenant à cette température jusqu'à ce qu'il se précipite en une poudre blanche, il perd environ 7 pour 100, ou presqu'un tiers de son eau. Au feu, cet acide se fond d'abord, il se boursoufle ensuite, en exhalant une vapeur âcre, et il se réduit en une petite quantité de charbon. Distillé à vaisseaux clos, il s'évapore en partie sans décomposition, et il est en partie converti en acide acétique, en acide carbonique et en gaz hydrogène carboné qui se dégagent: il reste du charbon dans la cornue.

4. L'acide citrique est très-soluble dans l'eau; Vauquelin s'est assuré qu'il n'en fallait que 75 parties pour dissoudre 100 parties d'acide. L'eau bouillante peut en prendre deux fois son poids [3]. Quoique cette dissolution puisse être gardée pendant long-temps dans des vaisseaux fermés, elle finit cependant par s'altérer et se décomposer.

5. L'acide citrique n'éprouve aucune action de la part du gaz oxigène, non plus que des corps combustibles ou incombustibles simples. Il est capable d'oxider le fer, le zinc,

---

[1] Dizé, Nicholson's Journ. II, 33.
[2] Ann. de Chim. LXXXII, 297.
[3] Dizé.

l'étain; il n'attaque point l'or, l'argent, le platine, le mercure, le bismuth, l'antimoine et l'arsenic.

6. Cet acide forme, en se combinant avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques, des sels auxquels on a donné le nom de *citrates*.

7. On ne connaît, des effets que les autres acides peuvent produire sur l'acide citrique, que ceux qu'il éprouve des acides sulfurique et nitrique. L'acide sulfurique concentré le convertit en acide acétique [1]. Schéele dit que par l'acide nitrique il ne put le changer en acide oxalique, ainsi qu'il y était parvenu avec plusieurs autres acides; mais Westrumb assure que cette conversion peut avoir lieu; et il pense que si Schéele, en essayant de l'opérer par cet acide, n'y a pas réussi, c'est qu'il en avait probablement employé une trop grande quantité, et que l'acide citrique aura été changé en vinaigre. Il cite, à l'appui de cette opinion, ses propres expériences, d'où il résulte qu'en traitant 60 gram. d'acide citrique avec diverses proportions d'acide nitrique, les produits qu'il obtint furent très différens. Ainsi, par exemple, 200 grammes d'acide nitrique lui donnèrent 30 grammes d'acide oxalique; avec 300 gramm., il n'en obtint que 15 seulement de ce dernier acide; et avec 600 grammes, il n'eut aucun indice qu'il eût été formé de l'acide oxalique. En distillant les produits de ces expériences, notamment de la dernière, il obtint un mélange de vinaigre et d'acide nitrique. Les expériences de Westrumb ont été confirmées par celles de Fourcroy et de Vauquelin, qui, en traitant l'acide citrique avec l'acide nitrique en grande quantité, le transformèrent en acides oxalique et acétique. La proportion du premier de ces acides était beaucoup moindre que celle de l'autre. Action des acides.

8. Gay-Lussac et Thénard [2], ainsi que Berzelius [3], ont fait avec beaucoup de précision l'analyse de l'acide citrique. Ils ont eu pour résultats, savoir : Composition.

| | Hydrogène. | | Carbone. | | Oxigène. |
|---|---|---|---|---|---|
| Gay-Lussac. . . . | 6,330 | + | 33,811 | + | 59,859 |
| Berzelius. . . . . | 3,800 | + | 41,369 | + | 54,831 |

Si nous prenons les nombres de Berzelius comme donnant

[1] Fourcroy. VII, 206.
[2] Recherches physico-chimiques. II, 307.
[3] Annals of Philosophy. V, 93.

l'approximation la plus exacte, nous pourrons considérer la constitution de l'acide citrique comme étant

| | | |
|---|---|---|
| 3 Atômes hydrogène. . . . . | = | 0,375[1] |
| 4 Atômes carbone. . . . . | = | 3,000 |
| 4 Atômes oxigène. . . . . | = | 4,000 |
| | | 7,375 |

D'après cette composition, le poids d'une molécule intégrante d'acide citrique est 7,375, ce qui s'accorde très-bien avec le nombre équivalent pour l'acide citrique dérivé de la composition du citrate de plomb; ce sel, suivant Berzelius, est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide citrique. . . . . | 100 . . . . . | 7,368 |
| Oxide de plomb. . . . . | 190 . . . . . | 14 |

La différence entre 7,375 et 7,368 est très-peu de chose.

---

## SECTION XIII.

### *De l'Acide rheumique.*

Quoique les caractères et la nature particulière de cet acide ne soient qu'imparfaitement établis, je pense cependant qu'il convient d'en parler ici, afin de suggérer aux chimistes l'idée de le soumettre à un examen plus approfondi.

Histoire. Ce fut M. Henderson qui publia le premier, en 1816, un Mémoire sur cet acide[2] : il l'obtint du suc de la tige de la rhubarbe commune de nos jardins ( *rheum rhaponticum* ). Il paraît, d'après ses expériences, que cette tige consiste pour environ les 0,80 de son poids, en suc ou jus qui, étant exprimé, est transparent et incolore. M. Henderson, après avoir saturé ce suc avec de la craie et avoir bien lavé avec l'eau froide le sédiment non dissous, le décomposait par l'acide sulfurique; il filtrait ensuite la liqueur, et la concen-

---

[1] L'analyse de Berzelius n'indique que deux atômes ; mais j'ai préféré d'en établir trois, en partie, à raison de la plus grande quantité d'hydrogène obtenue par Gay-Lussac et Thénard, et en partie, parce que ces trois atômes font mieux coïncider le poids avec le nombre équivalent pour l'acide, dérivé de la composition du citrate de plomb.

[2] Annals of Philosophy. VIII, 247.

trait en l'évaporant. L'*acide rheumique* s'y déposait en cristaux d'un blanc de neige. Cet acide était redissous dans l'eau, et on le faisait cristalliser une seconde fois pour le dépouiller entièrement du sulfate de chaux avec lequel il se trouvait mêlé.

L'acide rheumique ainsi préparé, est en cristaux aiguillés d'un blanc de neige. Sa saveur est acide. Il se dissout dans deux fois son poids d'eau, et il est légèrement déliquescent à l'air. Il forme, avec la potasse et la soude, des sels cristallisables et solubles. Il précipite le plomb et la chaux de leurs dissolutions, à l'état d'une poudre blanche. Il dissout le mercure avec facilité, lors même qu'il lui est présenté à l'état métallique. Il dissout aussi le fer avec effervescence, et sa combinaison avec ce métal, produit un sel qui cristallise. Il se combine également avec l'oxide de zinc, l'oxide de cuivre et l'acide arsénieux. Il forme avec cet acide des cristaux cubiques. Propriétés.

La propriété la plus remarquable de cet acide, propriété qui le distingue de tout autre acide végétal à présent connu, est celle qu'il a d'agir avec facilité sur le mercure à l'état métallique et de le dissoudre avec effervescence. Si cette propriéte était constatée, elle établirait complètement la nature particulière de l'acide; mais si nous raisonnions d'après l'analogie, nous devrions la considérer comme étant incompatible avec la nature des acides végétaux. Il faudrait donc qu'elle fût bien prouvée avant qu'on pût l'admettre. Cet acide, par sa forme cristalline et en même-temps par sa dissolubilité dans l'eau, diffère également de tous les autres acides végétaux; mais la description que donne M. Henderson des sels que forme l'acide rheumique, est trop incomplète pour qu'il nous soit possible de les comparer avec les sels produits par les autres acides végétaux, et de reconnaître en quoi les sels de l'acide rheumique peuvent en différer. Il me reste des doutes sur la réalité de quelques-unes des propriétés qu'il leur attribue.

Ainsi donc il convient d'examiner avec plus de soin et plus en détail qu'on ne l'a fait jusqu'à présent, les propriétés de l'acide rheumique, avant d'en considérer l'existence comme établie.

## SECTION XIV.

### *De l'Acide kinique.*

Découverte. M. Deschamps jeune, pharmacien à Lyon, publia, il y a quelque temps, une méthode à l'aide de laquelle on parvenait facilement à extraire du quinquina, un sel auquel les médecins de Lyon attribuaient la vertu fébrifuge de cette substance. Son procédé, pour obtenir ce sel, était très-simple. Il mettait du quinquina en macération dans l'eau froide; et après avoir concentré l'infusion en l'évaporant, il l'abandonnait pendant quelque temps dans un vaisseau ouvert. Il s'y formait peu-à-peu des cristaux du sel, qui se séparaient de la liqueur; et après avoir recueilli ces cristaux, on les purifiait par des cristallisations répétées. 100 parties de quinquina fournissaient environ 7 parties de ces cristaux*.

Ce sel a été examiné depuis par Vauquelin. Il a reconnu que c'était un composé de chaux unie à un acide particulier jusqu'alors inconnu. Ce savant lui a donné le nom de *kinique*, dérivant de celui *quinquina*, par lequel les écrivains français désignent l'écorce jaune du Pérou d'où ce sel est extrait.

Kinate de chaux. Ainsi le sel annoncé par Deschamps, est le *kinate de chaux*.

Ce sel est blanc; il cristallise en lames carrées ou rhomboïdales. Il n'a point de saveur, et il est flexible sous les dents. Il se dissout dans environ cinq fois son poids d'eau, à la température de 130 centigr. Il est insoluble dans l'alkool.

Mis sur des charbons ardens, il se boursoufle, en répandant une odeur semblable à celle du tartrate acide de potasse, et il laisse un mélange de carbonate de chaux et de charbon. Les alcalis fixes et leurs carbonates précipitent la chaux de la dissolution de ce sel, mais l'ammoniaque n'y produit pas le même effet. Les acides sulfurique et oxalique précipitent également la chaux de la dissolution du *kinate* de cette base, mais ce sel ne fait éprouver aucune altération à la dissolution d'acétate de plomb et à celle du nitrate d'argent. L'infusion de tan occasionne dans la dissolution du kinate de chaux, un précipité jaune floconneux.

* Ann. de Chim. LIX, 162.

Vauquelin se servit d'acide oxalique pour séparer l'acide kinique de la chaux. L'oxalate de chaux, précipité par 100 parties de kinate de chaux, représentait 27 parties de précipité sec; Vauquelin conclut de ce résultat, que le sel était composé de 85 parties d'acide et de 15 parties de chaux. Mais dans 27 parties d'oxalate de chaux, il n'y a pas beaucoup plus de 10 parties de chaux; donc le sel doit être composé de 90 parties d'acide et de 10 parties de chaux. Séparation de l'acide kinique.

L'acide kinique ainsi dégagé de la chaux, fut concentré par évaporation, jusqu'à consistance de sirop, et la liqueur ayant été abandonnée à elle-même pendant une semaine, il ne s'y forma point de cristaux; mais après avoir été remuée, au bout de ce temps, avec une baguette de verre, la liqueur cristallisa tout à-la-fois et en totalité, en lames divergentes. Propriétés.

Cet acide était légèrement coloré en brun, ce qui provenait sans doute de ce qu'il n'était pas parfaitement pur. Sa saveur était extrêmement acide et un peu amère, probablement parce qu'il retenait encore quelque chose des autres parties constituantes du quinquina. Il n'était point altéré par son exposition à l'air.

Mis sur les charbons ardens, il se fond, bouillonne, noircit et exhale des vapeurs piquantes, et il ne reste qu'un peu de charbon.

L'acide kinique se combine avec les différentes bases, et forme des sels appelés *kinates*. Les kinates terreux et alcalins sont solubles et cristallisables. Cet acide ne précipite point les nitrates d'argent, de mercure et de plomb*.

Ce détail, tout imparfait qu'il est, suffit pour faire distinguer l'acide kinique de tout autre acide. Sa décomposition par la chaleur, le range parmi les acides combustibles; mais sa faculté de cristallisation, sa grande solubilité dans l'eau, la propriété qu'il a de former avec la chaux des sels solubles, et de ne point précipiter l'argent ni le plomb, sont des caractères marquans qui doivent le faire distinguer de tous les autres acides combustibles avec lesquels il aurait pu être confondu.

---

* Ann. de Chim. LIX, 162.

## SECTION XV.

### *De l'Acide saccho-lactique ou mucique.*

Histoire. Cet acide fut découvert par Schéele, en 1780. Ce chimiste ayant voulu s'assurer s'il obtiendrait, du sucre de lait, le même produit d'acide oxalique que lui avait donné le sucre, il essaya de distiller au bain de sable, dans une grande cornue de verre, un mélange de 124 grammes de sucre de lait pur réduit en poudre fine, et de 372 grammes d'acide nitrique étendu. La vive effervescence qui se manifesta dès le commencement de l'opération, l'obligea de retirer la cornue de dessus le bain de sable, jusqu'à ce que la plus grande agitation eût cessé. En continuant alors la distillation, le mélange prit une couleur jaune; et comme la liqueur, dans la cornue, ne présentait au bout de deux jours de repos, aucune apparence de formation de cristaux, il recommença la distillation comme auparavant, en ajoutant 248 grammes d'acide nitrique; et il poussa l'opération jusqu'à ce que la couleur jaune du mélange, que cette addition d'acide avait fait disparaître, eût été rétablie. La liqueur, dans la cornue, contenait une poudre blanche; et on remarquait que par le refroidissement elle s'épaississait. Il l'étendit alors de 248 grammes d'eau, et la filtra, pour en séparer la poudre blanche qui, bien lavée et séchée, pesait environ 29 grammes. Il distilla de nouveau la dissolution filtrée, préalablement évaporée jusqu'à consistance de sirop, avec 124 grammes d'acide nitrique; et après l'évaporation, la liqueur, en se refroidissant, donna beaucoup de petits cristaux oblongs, acidules, et un peu de poudre blanche. Cette poudre ayant été séparée, il distilla de nouveau la liqueur avec une plus grande proportion d'acide nitrique, et elle fournit encore des cristaux; enfin, en distillant une dernière fois, avec une addition encore plus forte d'acide nitrique, la liqueur cristallisa en totalité. Après avoir réuni tous les cristaux obtenus dont le poids se trouva être d'environ 9 grammes, il leur reconnut, en les essayant, les propriétés de l'acide oxalique.

Schéele ayant ensuite examiné les propriétés de la poudre blanche, il trouva que c'était un acide d'une nature particu-

lière, auquel il donna le nom d'*acide du sucre de lait*[1], il fut appelé depuis, par les chimistes français, acide *saccho-lactique*, dénomination à laquelle Fourcroy substitua celle d'*acide muqueux*, parce qu'on l'obtenait également de la gomme arabique, et d'autres substances mucilagineuses, traitées avec l'acide nitrique. Depuis on a donné à cet acide le nom d'acide mucique, mais ce nom ne nous paraissant pas bien approprié à cet acide, nous lui conserverons ici celui de saccho-lactique.

1. On peut se procurer l'acide saccho-lactique en chauffant à une douce chaleur, dans une cornue, un mélange d'une partie de gomme arabique, ou de toute autre gomme semblable, avec deux parties d'acide nitrique, jusqu'à ce qu'il ne se dégage presque plus de deutoxide d'azote et de gaz acide carbonique; on laisse alors refroidir le mélange. Il s'en précipite peu-à-peu une poudre blanche qu'on sépare de la liqueur en la filtrant : cette poudre est l'acide saccho-lactique[2]. Cet acide n'est pas pur ; il se trouve mêlé avec une portion considérable d'oxalate de chaux et avec environ les 0,06 d'une substance qui, probablement, est un composé de gomme et de chaux. On peut en séparer l'oxalate de chaux, en mettant à plusieurs reprises la poudre blanche en digestion dans de l'acide nitrique étendu. On enlève le gommate de chaux en dissolvant dans l'eau bouillante le résidu acide saccho-lactique, le gommate de chaux étant insoluble dans ce liquide. Par le refroidissement de la liqueur, l'acide saccho-lactique s'y dépose à l'état de pureté[3]. Si c'est le sucre de lait qu'on employe, au-lieu de gomme, l'acide saccho-lactique s'obtient tout de suite à l'état de pureté. Préparation.

2. L'acide saccho-lactique ainsi obtenu, est sous la forme d'une poudre blanche, graveleuse, d'une saveur légèrement acide. Propriétés.

Il est décomposé par la chaleur. Les produits qu'il donne à la distillation sont une liqueur acide qui cristallise en aiguilles par le refroidissement, une huile âcre colorée en rouge, du gaz acide carbonique, et du gaz hydrogène carboné. Il reste dans la cornue une grande quantité de charbon. Suivant Tromsdorf, on obtient aussi un acide en cristaux, qui a les propriétés de l'acide succinique[4].

---

[1] Schéele. II, 69.
[2] Fourcroy. VII, 146.
[3] Laugier, Ann. de Chim. LXXII, 81.
[4] Ann. de Chim. LXXI, 79.

Suivant Schéele, cet acide est soluble dans 60 fois son poids d'eau bouillante; mais il lui en faut 80, d'après les expériences de M. Hermbstadt[1] et de Morveau[2]. Il cristallise par refroidissement, dans la dissolution, environ les 0,25 de ce qu'elle en contient[3].

La saveur de cette dissolution est acide, elle rougit la teinture de tournesol[4]. Sa pesanteur spécifique, à la température de 120 centigrades, est de 1,0015[5].

On appelle *saccho-lactates* ou *mucates*, les composés que forme cet acide avec les terres, les alcalis et les oxides métalliques. Ces sels ne sont que très-imparfaitement connus. Peu de chimistes les ont examinés, excepté Schéele, qui a constaté les faits suivans.

Avec la potasse, l'acide saccho-lactique forme un sel soluble dans huit fois son poids d'eau bouillante, et qui cristallise par refroidissement. Le saccho-lactate de soude est aussi cristallisable, et soluble dans cinq parties d'eau bouillante. A un feu modéré, l'ammoniaque est séparée du saccho-lactate d'ammoniaque, et l'acide reste. Les saccho-lactates terreux sont à-peu-près insolubles dans l'eau. L'acide saccho-lactique agit à peine sur les métaux; mais il se combine avec leurs oxides, et ces combinaisons forment des sels qui sont presqu'insolubles dans l'eau.

Il produit un précipité blanc avec les nitrates d'argent, de mercure ou de plomb. Il ne fait éprouver aucun changement aux sulfates de fer, de cuivre, de zinc, de manganèse, non plus qu'aux hydrochlorates d'étain et de mercure[6].

Composition. L'acide saccho-lactique a été analysé avec une grande précision par Gay-Lussac et Thénard[7], et par Berzelius[8]; leurs expériences présentent pour résultats, savoir :

| | Hydrogène. | | Carbone. | | Oxigène. | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Gay-Lussac. . . | 3,62 | + | 33,69 | + | 62,69 | = | 100 |
| Berzelius . . . . . | 5,105 | + | 33,430 | + | 61,465 | = | 100 |

[1] Phys. chem.
[2] Encyclop. méth. chim. I, 290.
[3] Schéele.
[4] *Ibid.*
[5] Morveau, Encyclop. méth. chim. I, 290.
[6] Schéele. II, 76.
[7] Recherches physico-chimiques. II, 298.
[8] Annals of Philosophy. V, 179.

En prenant les nombres de Berzelius comme se rapprochant le plus de la vérité, ils nous donneront, pour la constitution de l'acide saccho-lactique,

| | | |
|---|---|---|
| 5 atômes hydrogène. | = | 0,625 |
| 6 atômes carbone... | = | 4,5 |
| 8 atômes oxigène.... | = | 8 |
| | | 13,125 |

La composition du saccho-lactate de plomb, telle qu'elle a été déterminée par l'analyse de Berzelius, correspond très-bien avec le poids d'une molécule intégrante d'acide saccho-lactique. Cette composition est,

| | | |
|---|---|---|
| Acide saccho-lactique.... | 100 .... | 13,1 |
| Oxide de plomb..... | 106,87.... | 14 |

Le nombre équivalent pour l'acide saccho-lactique, indiqué par cette analyse, est 13,1, ce qui coïncide presque parfaitement avec le nombre résultant de l'analyse de l'acide lui-même.

---

## SECTION XVI.

### *De l'Acide urique.*

Les chimistes s'étaient occupés de différens moyens pour parvenir à reconnaître la nature des concrétions calculeuses qui, en se formant accidentellement dans les reins et dans la vessie, donnent naissance à l'une des plus douloureuses maladies que l'homme ait à supporter. Ces essais n'eurent que très-peu de succès jusqu'à l'époque où Schéele publia, en 1776, une suite d'expériences sur ce sujet. En examinant plusieurs de ces calculs urinaires, il les trouva principalement composés d'un acide particulier dont il décrivit les propriétés. Les résultats obtenus par Schéele furent confirmés bientôt après par Bergman, qui s'était occupé à-peu-près en même-temps d'expériences semblables *. L'acide ainsi découvert, appelé d'abord par Morveau *bezoardique*, reçut des chimistes français, lorsqu'ils établirent, en 1787, la nouvelle Découverte.

* Schéele. I, 199 et 210. Traduct. française.

nomenclature chimique, le nom de *lithique;* et cette dernière dénomination fut depuis abandonnée pour y substituer celle d'*acide urique*, changement qui eut principalement lieu en conséquence des observations et objections du docteur Pearson.

Schéele s'assura que l'acide urique existe toujours dans l'urine de l'homme. M. Higgins, en 1789 *, et le docteur Austin en 1791, publièrent des expériences sur les calculs urinaires; mais ces expériences avaient peu ajouté à nos connaissances sur l'acide urique, lorsque le docteur Wollaston publia, en 1797, son admirable mémoire sur les concrétions calculeuses. Le docteur Pearson fit connaître, en 1798, une suite d'expériences très-multipliées sur le même sujet; en présentant l'énumération de ses essais sur l'acide urique, il cherche à démontrer que le nom d'acide ne peut convenir à cette substance, et qu'elle doit être classée parmi les oxides animaux. L'exposé de ces expériences du docteur Pearson, ayant appelé l'attention de Fourcroy et Vauquelin sur l'acide qui en avait été l'objet, ces savans publièrent un excellent traité sur les calculs urinaires, traité d'après lequel il ne pouvait plus rester aucun doute sur les propriétés acides de ces calculs, et qui confirmait pleinement, à cet égard, les observations de Bergman et de Schéele. Mais c'est au docteur Henry que nous sommes redevables de l'exposé le plus complet de la nature et des propriétés de l'acide urique. Ce chimiste, qui en avait fait l'objet de sa thèse publiée en 1807, fit paraître depuis un mémoire sur cet acide, dans la nouvelle suite des mémoires de Manchester.

Préparation. 1. Pour obtenir l'acide urique pur, le docteur Henry faisait choix de calculs préalablement reconnus pour être principalement composés de cet acide; il en faisait dissoudre, après avoir été pulvérisés, dans une lessive de potasse, et il précipitait de cette dissolution l'acide urique par les acides hydrochlorique ou acétique. Il lavait d'abord le précipité pulvérulent qui s'était produit dans la liqueur, avec un peu d'ammoniaque, afin de lui enlever tout acide étranger qu'il aurait pu retenir, et il l'édulcorait ensuite avec une suffisante quantité d'eau chaude.

---

* Comparative view of the phlogistic and antiphlogistic theories, p. 283.

2. L'acide urique, ainsi préparé, est une poudre blanche, rude au toucher sans être graveleuse. Il est insipide et inodore, il rougit la teinture de tournesol. Il se dissout dans 1720 parties d'eau à la température de 16° centigrades, et dans 1150 parties d'eau bouillante. A mesure que cette dernière dissolution refroidit, il s'y dépose de très-petits cristaux d'acide urique. La dissolution aqueuse rougit le tournesol, mais elle ne précipite point les sels terreux et métalliques[1]. Propriétés.

3. L'acide urique est rapidement dissous par les lessives d'alcalis fixes, mais moins promptement par l'ammoniaque. Les carbonates alcalins n'ont aucune action sur lui[2].

4. Cet acide décompose les hydrosulfates alcalins, dont il précipite le soufre. Il décompose aussi le savon, lorsqu'on l'emploie en quantité suffisante[3].

5. L'acide urique se dissout dans l'acide nitrique; et cette dissolution, évaporée presque à siccité, prend une belle couleur rosacée, qui augmente tellement d'intensité par une addition d'eau, qu'elle finit par se rapprocher de celle du carmin. Dans cet état, elle colore le bois et la peau en un beau rouge. La dissolution aqueuse de cette matière perd en peu d'heures sa couleur rouge, qui ne peut plus être ensuite rétablie[4].

En faisant bouillir la dissolution d'acide urique dans l'acide nitrique, il s'en dégage du gaz azote, du gaz acide carbonique, et de l'acide hydrocyanique[5]. Le docteur Paerson parvint, par des distillations répétées, à convertir le résidu en nitrate d'ammoniaque. En faisant passer de la vapeur de chlore dans de l'eau tenant de l'acide urique en suspension, cet acide prend une apparence gélatineuse, et ensuite il se dissout. Il y a dégagement de gaz acide carbonique, et la dissolution donne par évaporation de l'hydrochlorate d'ammoniaque, du suroxalate d'ammoniaque, de l'acide hydrochlorique et de l'acide malique.

6. L'acide urique se combine avec les différentes bases, et ces combinaisons forment un genre de sels appelés *urates*, dont nous devons principalement l'examen au docteur Henry.

---

[1] Henry.
[2] Schéele, Fourcroy et Henry.
[3] Henry.
[4] Schéele, Bergman, Pearson et Henry.
[5] Fourcroy, Ann. de Chim. XXVII, 267.

7. A la distillation de l'acide urique, il passe environ les 0,25 de cet acide dont les propriétés sont altérées, et on le trouve dans le récipient cristallisé en lames. On y aperçoit en outre quelques gouttes d'une huile épaisse. Il passe ensuite les 0,125 de l'acide à l'état de carbonate d'ammoniaque concret, puis de l'hydrocyanate d'ammoniaque, de l'eau et de l'acide carbonique; il reste dans la cornue une quantité de charbon qui s'élève aux 0,125 du poids de l'acide distillé*. La décomposition a lieu, suivant le docteur Henry, dans l'ordre qui suit : 1.° il passe dans le récipient une ou deux gouttes d'eau, tenant en dissolution du carbonate d'ammoniaque; 2.° du carbonate d'ammoniaque sec: 3.° l'acide sublimé; 4.° le charbon dans la cornue équivaut au sixième du calcul distillé.

Sublimé d'acide urique.

Le docteur William Henry s'est particulièrement occupé de reconnaître la nature de l'acide sublimé. Schéele l'avait considéré comme ayant de l'analogie avec l'acide succinique, et le docteur Paerson, comme se rapprochant dans ses propriétés de l'acide benzoïque. Le docteur Henry regarde ce sublimé acide, comme un sel composé d'un acide particulier à l'état de combinaison avec l'ammoniaque, et il reconnut à ce composé les propriétés ci-après :

Il est jaune, d'une saveur fraîche et amère; il se dissout facilement dans l'eau et dans les dissolutions alcalines; il n'en peut être précipité par les acides; il se dissout aussi un peu dans l'alcool. Il est volatil; et par une seconde sublimation, il devient beaucoup plus blanc. Sa dissolution aqueuse rougit les couleurs bleues végétales; mais l'addition d'une très-petite quantité d'ammoniaque détruit cette propriété. Il ne fait point effervescence avec les carbonates alcalins. Il fournit, par évaporation, des cristaux permanens, mais d'une forme difficile à déterminer, à raison d'une certaine portion de matière animale qui y est adhérente. Ces cristaux rougissent les couleurs bleues végétales. Lorsqu'on ajoute de la potasse à ces cristaux, il y a dégagement d'ammoniaque. En les dissolvant dans l'acide nitrique, ils ne tachent pas en rouge, ainsi que cela a lieu avec l'acide urique, et leur dissolution aqueuse ne décompose pas les sels terreux, comme le font les urates alcalins. Cet acide sublimé n'a aucune action sur les sels de

* Fourcroy, Ann. de Chim. XVI, 116.

cuivre, de fer, d'or, de platine, d'étain et de mercure. Avec les nitrates d'argent et de mercure, et l'acétate de plomb, il forme un précipité blanc, soluble dans un excès d'acide nitrique. L'acide hydrochlorique ne produit aucun précipité dans la dissolution aqueuse de ces cristaux. Ces propriétés de l'acide sublimé, nous démontrent qu'il diffère de l'acide urique, ainsi que de tout autre acide connu. Le docteur Austin trouva, que par des distillations répétées, cet acide sublimé se résolvait en ammoniaque, en azote et en acide hydrocyanique ; d'où il suit que ses parties constituantes sont indubitablement les mêmes que celles de l'acide urique, mais variant seulement dans la proportion.

On voit, par les expériences de Gay-Lussac, que l'acide urique contient 2 atômes de carbone et 1 atôme d'azote [1], et en le supposant combiné avec 1 atôme d'oxigène, la composition de l'acide urique serait Composition.

| | | |
|---|---|---|
| 1 atôme azote..... | = | 1,75 |
| 2 atômes carbone.. | = | 1,50 |
| 1 atôme oxigène... | = | 1,00 |
| | | 4,25 |

D'après cette constitution de l'acide urique, le poids d'une de ses molécules intégrantes serait 4,25.

---

## SECTION XVII.

### *De l'Acide laccique.*

C'EST le docteur John qui obtint cet acide de la *laque en bâton* [2], en opérant de la manière suivante. Après avoir réduit en poudre un bâton de laque, il mettait cette poudre en digestion dans l'eau, et l'y laissait jusqu'à ce qu'elle ne communiquât plus de couleur à ce liquide. On évaporait la solution aqueuse jusqu'à siccité, et le résidu était mis en digestion dans l'alcool. La solution alcoolique était également évaporée à siccité, et le résidu desséché était mis à digérer à son tour dans Préparation.

---

[1] Ann. de Chim. XCVI, 53.

[2] La laque est une substance formée par des insectes, dans les Indes. Nous en parlerons en traitant des résines.

l'éther. La solution éthérée étant aussi évaporée, laissait une masse sirupeuse d'un jaune clair, qui était de nouveau dissoute dans l'alcool. En ajoutant de l'eau à cette dissolution, elle abandonnait un peu de résine. Le liquide contient alors *l'acide laccique* uni avec un peu de potasse et de chaux. On en séparait ces substances en précipitant l'acide par le plomb, et en décomposant le laccate de plomb au moyen de l'acide sulfurique ajouté en quantité justement suffisante pour saturer l'oxide de plomb.

Propriétés. 1. L'acide laccique ainsi obtenu, est susceptible de cristalliser; sa couleur est d'un jaune de vin, sa saveur est acide. Il est soluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther.

2. Il précipite en blanc le plomb et le mercure de leurs dissolutions acides; mais il ne trouble pas l'eau de chaux, non plus que les nitrates d'argent et de barite.

3. L'acide laccique pur, ou combiné avec une base, précipite les sels de fer en blanc.

4. Ses composés avec la chaux, la soude et la potasse, sont déliquescents et solubles dans l'alcool [1].

---

## SECTION XVIII.

### *De l'Acide malique.*

Préparation. Cet acide, que Schéele découvrit en 1785, a reçu le nom d'*acide malique*, parce qu'on peut l'extraire en grande quantité du suc des pommes, où il existe tout formé. Le procédé que Schéele indique pour obtenir cet acide, consiste à saturer de potasse du suc de pommes, et à verser dans cette liqueur de l'acétate de plomb, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Après avoir lavé, dans une suffisante quantité d'eau, celui qui a été produit, on le traite avec de l'acide sulfurique étendu, jusqu'à ce que la liqueur surnageante ait acquis une saveur sensiblement acide, et que celle sucrée qu'elle conservait, tant qu'il y restait encore du sel de plomb, ne s'y reconnaisse plus. On en sépare alors, en la filtrant, le précipité de sulfate de plomb qui s'y est formé, et elle ne contient plus que l'acide malique pur [2].

---

[1] Schweigger's Journ. XV. 110.
[2] Swedish Trans. and Crell's Annals, 1785.

Vauquelin s'est assuré qu'on peut se servir, avec plus d'avantage encore, pour la préparation de cet acide, du suc du *sempervivum tectorum* (joubarbe des toîts), dans lequel cet acide existe en abondance à l'état de combinaison avec la chaux. On peut très-facilement l'en extraire par le procédé que Vauquelin considéra comme étant préférable, et qui consiste à verser dans le suc de cette plante une dissolution d'acétate de plomb, et à décomposer le précipité produit, après l'avoir lavé, par l'acide sulfurique étendu [1] à la manière de Schéele.

On peut également se procurer l'acide malique par l'action de l'acide nitrique sur le sucre. En distillant de l'acide nitrique avec du sucre, à quantités égales, et jusqu'à ce que le mélange prenne une couleur brune (ce qui indique que tout l'acide nitrique en a été enlevé); on trouvera que ce mélange a acquis une saveur acide, et après en avoir séparé, par l'eau de chaux, tout l'acide oxalique qui a pu s'être formé, il reste un autre acide qu'on peut obtenir de la manière suivante. On le sature de chaux; en versant ensuite de l'alcool dans la liqueur filtrée, il s'y forme un coagulum qui est l'acide combiné avec la chaux. On le sépare par la filtration, on l'édulcore avec une nouvelle quantité d'alcool, et après l'avoir dissous dans de l'eau distillée, on ajoute à cette dissolution de l'acétate de plomb jusqu'à ce qu'elle ne précipite plus : le précipité obtenu est l'acide combiné avec le plomb. On le décompose par l'acide sulfurique étendu, et l'acide reste pur [2].

1. M. Donovan, en examinant dernièrement les différens procédés dont on avait fait usage pour la préparation de l'acide malique, annonce que celui de Vauquelin est le seul au moyen duquel on puisse se procurer cet acide à l'état de pureté [3]. Il recommande cependant comme la meilleure méthode à employer, celle qu'il indique ainsi. On évapore aux deux tiers le suc du *sempervivum tectorum*, et après avoir laissé la li-

---

[1] Ann. de Chim. XXXIV, 127.

[2] Swedish Trans. et Crell's Annals. 1785.

[3] Je fis, il y a quelques années, une suite d'expériences ayant pour objet d'extraire l'acide malique du suc de pommes, ainsi que sur la formation de cet acide par l'action de l'acide nitrique sur le sucre. Je suis en état de certifier authentiquement les difficultés que présentent l'une et l'autre des méthodes dont M. Donovan donne l'exposé dans son mémoire.

queur en repos pendant quelques heures, on la filtre. En la mêlant alors avec un volume égal au sien d'alcool, il se dépose dans le liquide un coagulum qui est un sur-malate de chaux. Ce coagulum, après avoir été lavé avec de l'alcool, est séché à l'air et dissous dans l'eau. On précipite l'acide malique par l'acétate de plomb, et après avoir lavé le précipité, on le fait bouillir pendant quinze minutes dans une quantité d'acide sulfurique étendu, telle qu'elle ne suffise pas tout-à-fait pour saturer entièrement l'oxide de plomb qu'elle contient. Après avoir abandonné pendant quelques jours la liqueur à elle-même, on la filtre pour en séparer le sulfate de plomb. On y fait passer ensuite un courant de gaz acide hydrosulfurique jusqu'à ce que tout le plomb qui aurait pu être encore retenu en dissolution soit précipité. Après avoir filtré de nouveau la liqueur, on la fait bouillir dans un vaisseau ouvert jusqu'à ce que le gaz acide hydrosulfurique soit expulsé. Le liquide ne contient plus alors que l'acide malique pur en dissolution dans l'eau [1].

Propriétés. 2. L'acide malique, ainsi obtenu, est un liquide d'un brun rougeâtre, d'une saveur très-aigre. Il devient, par l'évaporation, épais et visqueux comme un mucilage ou un sirop, mais sans prendre la forme cristalline. Exposé en couches minces, à l'air sec, il se dessèche entièrement et prend l'apparence d'un vernis.

Chauffé à l'air, cet acide noircit, se boursoufle, exhale une fumée âcre et laisse un charbon très-volumineux. Les produits de sa distillation sont de l'eau acide, un peu de gaz hydrogène carboné et une grande quantité de gaz acide carbonique [2].

3. Il est très-soluble dans l'eau; il se décompose par degrés et spontanément dans les vaisseaux où on le conserve, par une sorte de fermentation qu'il y éprouve [3].

4. L'acide sulfurique le charbonne, et l'acide nitrique le convertit en acide oxalique [4]; d'où il suit évidemment qu'il est composé d'oxigène, d'hydrogène et de carbone, mais dans des proportions qui n'ont pas encore été déterminées.

---

[1] Phil. Trans. 1815.

[2] Fourcroy. VII, 199.

[3] J'ai gardé une fois, pendant quatre ans, une certaine quantité de cet acide, qui n'éprouva d'autre altération que d'être devenu d'une couleur plus foncée.

[4] Schéele et Hermbstadt.

L'acide malique se combine avec les alcalis, les terres et oxides métalliques; il forme ainsi des *malates*.

Cet acide, qui ressemble beaucoup à l'acide citrique, en diffère néanmoins par les particularités suivantes, savoir :

1.° L'acide malique ne cristallise pas, tandis que l'acide citrique se forme en très-beaux cristaux;

2.° Le sel que l'acide citrique forme avec la chaux est presque insoluble dans l'eau bouillante, qui dissout au contraire, avec facilité, le sel que produit la combinaison de l'acide malique avec la même base, ou le malate de chaux;

3.° L'acide malique précipite les dissolutions de mercure de plomb et d'argent dans l'acide nitreux, et aussi la dissolution d'or, étendue d'eau, dissolutions que l'acide citrique n'altère en aucune manière;

4.° L'acide malique semble avoir moins d'affinité pour la chaux que l'acide citrique; car en faisant bouillir, pendant une minute seulement, une dissolution de chaux dans l'acide malique avec un sel formé d'ammoniaque et d'acide citrique, il y a décomposition, le dernier acide se combine avec la chaux, et le citrate de chaux formé se précipite.

---

## SECTION XIX.

### *De l'Acide sorbique.*

M. Donovan découvrit, en 1815, cet acide dans le suc exprimé des baies du *frêne de montagne*, le *pyrus aucuparia* * des botanistes.

On peut retirer l'acide de ces baies, en les traitant par le procédé de M. Donovan. Après en avoir rassemblé de parfaitement mûres et les avoir d'abord broyées dans un mortier de porcelaine, on les presse dans un sac de toile. On en obtient ainsi près de la moitié de leur poids de suc d'une pesanteur spécifique de 1,077. Ce suc ayant été passé est mêlé avec une dissolution filtrée d'acétate de plomb. On sépare par le filtre le précipité, sur lequel, après l'avoir d'abord lavé à l'eau froide, on verse une grande quantité d'eau bouillante, qu'on laisse s'écouler, en le traversant, dans des jarres de verre. Préparation.

---

* Son nom ancien était *sorbus aucuparia*, d'où M. Donovan a donné celui de *sorbique* à l'acide.

Au bout de quelques heures le liquide devient opaque, et il s'y dépose des cristaux d'une grande beauté, ayant beaucoup d'éclat. La matière restant sur le filtre devient alors dure et cassante; mais elle peut encore fournir une plus grande quantité de cristaux en la traitant ainsi qu'il suit. On la fait bouillir pendant une demi-heure avec une quantité d'acide sulfurique étendu, plus que suffisante pour saturer tout le plomb que ce résidu contient. Après avoir filtré la liqueur, on la traite de nouveau avec de l'acétate de plomb. Le précipité, lavé à l'eau froide, puis à l'eau chaude, comme dans la première opération, donne une nouvelle quantité de cristaux. On peut continuer à procéder ainsi jusqu'à ce que l'acide uni au plomb ait été obtenu en presque totalité à l'état de cristallisation.

On rassemble alors les cristaux formés. On les fait bouillir pendant environ une demi-heure avec 2,3 fois leur poids d'acide sulfurique de 1,090 de pesanteur spécifique, en remplaçant l'eau à mesure qu'elle s'évapore, et en ayant soin de remuer continuellement le mélange avec une baguette de verre. Après avoir versé la liqueur claire dans une jarre de verre de petit diamètre, on la fait traverser, pendant qu'elle est encore chaude, par un courant de gaz acide hydrosulfurique. Lorsque tout le plomb a été précipité, et que le liquide a été filtré, on le fait bouillir dans un bassin à l'air, jusqu'à ce que tout le gaz acide hydrosulfurique ait été chassé. La liqueur ne consiste plus alors qu'en une solution aqueuse d'acide sorbique.

Propriétés. 1. L'acide sorbique, ainsi préparé, est un fluide transparent, sans odeur et sans couleur Il se dissout dans l'alcool, et en toute proportion dans l'eau. Il se forme par l'évaporation en une masse solide et incristallisable qui est déliquescente. A la distillation, la liqueur qui passe ne donne aucune trace d'acidité. Sa saveur est tellement aigre qu'elle produit une sensation douloureuse sur l'organe du goût. Cet acide n'éprouve pas beaucoup d'altération lorsqu'il est gardé sans être combiné.

2. En le faisant bouillir avec le malate de plomb, il décompose ce sel, et il se dépose du sorbate de plomb en cristaux.

3. L'acide sorbique se combine avec l'oxide de plomb en trois proportions. Le *sous-sorbate de plomb* est en masse

dure, ou en poudre graveleuse. Le *sorbate* est une poudre blanche, qu'on peut obtenir par sa dissolution dans l'acide sorbique, en beaux cristaux argentins. Le *sur-sorbate* a une saveur sucrée, et il est soluble dans l'eau.

4. Avec la potasse, la soude et l'ammoniaque, l'acide sorbique forme des sels cristallisables, contenant un excès d'acide. Ces sels sont solubles dans l'eau, mais ils ne se dissolvent pas dans l'alcool.

5. La combinaison de l'acide sorbique avec la chaux et la barite produit des sels neutres qui se déposent à l'état pulvérulent. Les carbonates de chaux ou de barite mis et agités dans une quantité suffisante d'acide sorbique, le neutralisent complétement.

6. Il ne peut former de combinaison avec l'alumine.

7. L'acide sorbique précipite le plomb de ses dissolutions, mais son action sur les sels d'argent, de mercure et de fer, n'a pas été examinée [1].

---

## SECTION XX.

### *De l'Acide formique.*

Il fut fait pour la première fois mention de cet acide dans les Transactions philosophiques, pour 1671. Dans un mémoire qui y fut inséré par M. Ray, il y exposait les observations de M. Halse, et présentait le détail des expériences de M. Fisher sur le suc acide que donnent spontanément les fourmis, et qu'on en retire par la distillation [2]. M. Fisher compare cette liqueur au vinaigre, mais en faisant remarquer quelques différences entre ces deux liquides. On connaissait à peine rien de plus sur cette substance, lorsque Margraff, dans une Dissertation sur ce sujet, publiée dans les Mémoires de Berlin, pour 1749, rendit compte des recherches qu'il avait faites, avec sa précision ordinaire, sur la nature et les propriétés de cet acide, en indiquant le moyen de l'obtenir de la *formica* Histoire.

---

[1] Nous avons décrit ici les propriétés de l'acide sorbique, d'après le mémoire de M. Donovan, inseré dans les Transactions philosophiques pour 1815. Il était alors le seul chimiste qui eût parlé de cet acide.

[2] Phil. Trans. V, 2063.

*rufa* ou *fourmi rouge*[1]. Ces découvertes de Margraff furent confirmées et augmentées encore de plusieurs autres faits nouveaux, par MM. Arvidson et Oehrn, qui publièrent, en 1782, un mémoire sur le même sujet. Il fut traité aussi, dans les Annales de Crell, pour 1784, par Hermbstadt, qui s'était principalement occupé des moyens de purification de l'acide formique, et qui annonça avoir reconnu, dans le suc des fourmis, plusieurs substances étrangères, et entre autres l'*acide malique*. Richter publia, en 1793, ses expériences sur l'acide formique, et proposa une méthode pour se le procurer dans un très-grand état de concentration[2]. Deyeux, qui l'examina peu de temps après, lui trouva de l'analogie avec l'acide acétique[3]. Cette opinion du chimiste français fut confirmée par Fourcroy et Vauquelin, qui conclurent de leurs expériences sur les fourmis, dont ils rendirent compte en 1802, que l'acide formique n'est autre chose qu'un *mélange* des acides acétique et malique[4]. Ces assertions de chimistes aussi célèbres ayant déterminé Suersen à s'occuper aussi de cet objet, il fit voir, dans une savante Dissertation sur l'acide formique, publiée en 1805[5], que la plupart des faits annoncés par Fourcroy et Vauquelin avaient déjà été observés par les chimistes qui les avaient précédés dans l'objet de leur travail; que les expériences, dont ils avaient présenté le détail, étaient insuffisantes pour établir les conclusions qu'ils en avaient tirées; que l'acide formique, lorsqu'il est convenablement préparé, ne contient point d'acide malique, et qu'il a des propriétés différentes de celles de l'acide acétique. Quelques observations que je présentai sur l'acide formique dans la dernière édition de cet ouvrage, portèrent Gehlen à résumer les recherches sur cet acide; et après avoir établi, dans une dissertation savante qu'il publia en 1812, les propriétés des acides formique et acétique, en les comparant entre elles, il spécifie, avec autant de clarté que de précision, les caractères particuliers de l'acide formique[6].

---

[1] Margraff, Opusc. I, 291.
[2] Gehlen. IV, 7.
[3] Fourcroy. Je n'ai pas vu les dissertations de Richter et de Deyeux.
[4] Phil. Mag. XV. 148.
[5] Gehlen's Jour. IV, 1.
[6] Schweigger's Journal. IV, 1.

Le procédé le plus simple pour se procurer l'acide formique à l'état de pureté, est celui de Margraff, perfectionné par Richter. C'est en conséquence à cette méthode que Suersen eut recours. Elle consiste à distiller dans un alambic d'argent ou de cuivre étamé, une infusion d'une quantité quelconque de fourmis, dans environ trois fois leur poids d'eau. On continue la distillation tant que l'eau qu'elle en sépare n'a pas l'odeur de brûlé, et on l'arrête dès que cette odeur commence à se faire sentir. On sature alors, par le carbonate de potasse, la liqueur passée dans le récipient, et on l'évapore à siccité. On mêle la masse blanche qu'on obtient, avec autant d'acide sulfurique, étendu d'un poids égal d'eau, qu'il en faut pour saturer la potasse, et on distille lentement à siccité ce mélange dans une cornue. On rectifie de nouveau, à une très-douce chaleur, le liquide passé dans le récipient, pour en chasser le peu d'acide sulfurique qu'il aurait pu retenir. Préparation.

Gehlen, pour être encore plus certain de la pureté de son acide formique, saturait l'acide obtenu par le mode de préparation que nous venons d'indiquer, avec du carbonate de cuivre; et par une évaporation convenable, il séparait le formiate de cuivre en cristaux. Il distillait ensuite dans une cornue un mélange d'environ 400 grammes de ces cristaux avec environ 260 grammes d'acide sulfurique de 1,864 de pesanteur spécifique. Il avait pour produit 212 grammes d'acide formique pur.

1. Cet acide a une saveur aigre, et il ne peut cristalliser, même par l'application d'un froid artificiel. Propriétés.

2. Sa pesanteur spécifique, à la température de 20° centigrades, est de 1,1168 *, tandis que celle de l'acide acétique le plus concentré n'excède pas 1,08.

Quoique la pesanteur spécifique de cet acide soit plus considérable que celle de l'acide acétique, sa faculté de neutraliser les substances alcalines est néanmoins beaucoup plus faible; c'est ce que prouvent les résultats suivans des essais que fit Suersen pour déterminer les quantités de carbonates de potasse, de chaux et de magnésie, que des poids égaux d'acides formique et acétique, ramenés à une même pesan-

* Schweigger's Jour. IV, 14.

teur spécifique de 1,0525, étaient capables de neutraliser. Il eut pour résultats, savoir :

| | Acide formique. | Acide acétique. |
|---|---|---|
| Potasse. . . . . | 336,8. . . . . | 465,1 |
| Chaux . . . . . | 166,0. . . . . | 231,0 |
| Magnésie. . . . . | 150,0. . . . . | 213,0 |

Telles sont les différences, que reconnut Suersen, entre l'acide formique et l'acide acétique.

3. L'acide formique, distillé avec l'alcool, produit un éther avec odeur de fleur de pêche, quoiqu'on n'y découvre pas la présence de l'acide hydrocyanique[1].

4. Gehlen a décrit dans un très-grand détail les propriétés des formiates de soude et de cuivre, et il a fait voir qu'elles diffèrent beaucoup de celles des acétates des mêmes bases. Le formiate de cuivre cristallise en prismes à 6 pans. Ils sont d'un vert bleuâtre, et leur pesanteur spécifique est de 1,815; tandis que la pesanteur spécifique de l'acétate de cuivre est de 1,914. Le formiate de cuivre est plus soluble dans l'eau, et moins soluble dans l'alcool que l'acétate de cuivre.

5. Berzelius a fait dernièrement avec beaucoup de précision[2] l'analyse de l'acide formique. Il l'a trouvé composé de

| | |
|---|---|
| Hydrogène. . . . . | 2,84 |
| Carbone. . . . . | 32,40 |
| Oxigène. . . . . | 64,76 |
| | 100,00 |

Suivant les expériences du même chimiste, le formiate de plomb consiste en

| | | |
|---|---|---|
| Acide formique . . . . | 100. . . . | 4,696 |
| Oxide de plomb. . . . | 298,1. . . | 14 |

D'après cette analyse, le nombre équivalent pour l'acide formique est 4,696. En le comparant avec l'analyse de l'acide formique, on voit que cet acide doit être formé de

| | |
|---|---|
| 1 Atôme hydrogène | = 0,125 |
| 2 Atômes carbone. . | = 1,5 |
| 3 Atômes oxigène. . | = 3 |
| | 4,625 |

[1] Gehlen's Journal. IV, 14.
[2] Annals of Philosophy. IX, 107.

Cette estimation ne diffère de celle de l'acide oxalique que par la quantité d'hydrogène. Dans l'acide formique, ce principe entre pour 1 atôme, et il n'existe dans l'acide oxalique que pour $\frac{1}{12}$ d'atôme.

---

## SECTION XXI.

### *De l'Acide lactique.*

Histoire et préparation.

Le lait, gardé pendant quelque temps, tourne à l'aigre. Schéele examina l'acide qui se développe ainsi, et il lui donna le nom d'*acide lactique*, en indiquant, pour l'obtenir, la méthode qui suit.

On fait réduire aux 0,125, par l'évaporation, du petit-lait aigri. Après avoir séparé de la liqueur, par le filtre, la partie caseuse qui s'y est déposée, on la sature par de l'eau de chaux, et le phosphate de chaux est précipité. On filtre de nouveau la liqueur, puis on l'étend avec trois fois son volume d'eau. On y verse alors, et goutte à goutte, de l'acide oxalique pour reprendre et précipiter toute la chaux; on y ajoute ensuite une très-petite quantité d'eau de chaux pour s'assurer qu'on n'y a pas mis un peu trop d'acide oxalique qui, dans ce cas, est immédiatement précipité en oxalate de chaux. On évapore la liqueur jusqu'à consistance de miel; et après y avoir ajouté une quantité suffisante d'alcool, on filtre une troisième fois; l'acide passe à l'état de dissolution dans l'alcool; mais le sucre de lait et toute autre substance étrangère à l'acide, que pouvait contenir la liqueur, restent sur le filtre. On l'étend alors d'une petite quantité d'eau, et en distillant à un feu très-doux, tout l'alcool est séparé, et l'acide lactique reste en dissolution dans l'eau [1].

Schéele conclut des propriétés de l'acide ainsi obtenu, qu'il avait beaucoup d'analogie avec l'acide acétique, mais qu'il lui manquait quelque chose pour être amené au même état. Il indiqua même un moyen pour obtenir du vinaigre en grande quantité, du lait, et il s'assura que cette substance en donne toujours un peu par la distillation [2].

---

[1] Schéele, Stockholm, Trans. 1780.
[2] Schéele. II, 66.

Bouillon-Lagrange publia, en 1802, sur l'acide lactique, une suite d'expériences, d'après lesquelles il conclut que l'acide lactique n'est autre chose que l'acide acétique sali par un peu de substance saline, et de matière animale [1]. Thénard tira la même conclusion de ses expériences en 1806 [2]; mais les résultats des expériences de ces deux chimistes ne pouvaient détruire l'opinion de l'existence de l'acide lactique, car ils avaient obtenu l'un et l'autre, par distillation, l'acide qu'ils examinèrent, et Schéele avait expressément établi que lorsqu'on distillait l'acide lactique, il était transformé en acide acétique. Le professeur Berzelius, qui s'occupa de nouveau, en 1808, de l'examen de l'acide lactique, en exposa en détail les propriétés, dans le second volume de sa Chimie animale, et en établit pleinement la nature particulière [3]. Il se procura l'acide lactique pur, en procédant ainsi qu'il suit.

Après avoir dissous dans l'alcool l'extrait obtenu par l'évaporation à siccité du petit-lait, et consistant en acide lactique, accompagné de lactate et hydrochlorate de potasse, de phosphate de chaux, et d'un peu de matière animale, on ajoutait à la liqueur alcoolique, de l'alcool tenant les 0,013 environ de son poids d'acide sulfurique concentré, en quantité suffisante pour qu'il y eût excès de cet acide. Il se précipitait du sulfate de potasse. On faisait ensuite digérer la dissolution sur du carbonate de plomb, jusqu'à ce que le liquide eût acquis une saveur douceâtre. On séparait ainsi les acides sulfurique et phosphorique, et la plus grande partie de l'acide hydrochlorique; mais l'acide lactique qui forme avec le plomb un composé soluble, restait dans la liqueur. On y faisait passer alors un courant de gaz hydro-sulfurique, pour en précipiter le plomb, après quoi on la mettait en digestion sur de la chaux vive, jusqu'à ce que toute la matière animale en eût été séparée. Cette liqueur ne contenait plus dans cet état que des acides lactique et hydrochlorique, et de la chaux. On en prenait une portion dont on précipitait la chaux par l'acide oxalique, et qu'on saturait ensuite avec du carbonate d'argent. On se servait ensuite de cette portion de dissolution ainsi traitée,

---

[1] Ann. de Chim. L, 288.

[2] *Ibid.* LIX, 280.

[3] Forelasningar i D'jurkemien. II, 430. Il a été publié dans le Phil. Mag. XLI, 241, une traduction de son exposé sur l'acide lactique.

pour séparer l'acide hydrochlorique du surplus de la liqueur; enfin on précipitait la chaux par l'acide oxalique, et il ne restait plus que l'acide lactique en dissolution dans l'eau. Il convient d'évaporer cette dissolution à siccité, et de redissoudre dans l'eau le résidu de cette évaporation, pour enlever l'oxalatede chaux, que la liqueur avant l'évaporation aurait pu retenir.

1. L'acide lactique, ainsi obtenu, est d'un jaune brunâtre. Sa saveur, piquante et aigre, est sensiblement affaiblie lorsque l'acide est étendu d'eau. Cet acide est inodore lorsqu'il est froid; mais chauffé, il acquiert une odeur aigre et piquante, qui ressemble assez à celle de l'acide oxalique sublimé. Il ne cristallise point; mais évaporé à siccité, il forme un vernis lisse qui attire par degrés l'humidité de l'air. Cet acide se dissout aisément dans l'alcool. Chauffé, il entre en ébullition en répandant une odeur aigre, et il laisse un charbon volumineux, qui brûle difficilement. A la distillation, il donne de l'huile empyreumatique, de l'eau, de l'acide acétique, de l'acide carbonique, et du gaz hydrogène. Propriétés.

2. Tous les sels produits par la combinaison de l'acide lactique avec les bases, sont solubles dans l'eau; et aucun de ces sels ne prend facilement la forme cristalline.

3. Le lactate de potasse est sous la forme d'une masse gommeuse, transparente, d'un jaune léger, qui se durcit difficilement. Lorsqu'on le mêle avec de l'acide sulfurique concentré, il ne se manifeste point d'odeur d'acide acétique. Ce lactate se dissout facilement dans l'alcool.

4. Les caractères du lactate de soude sont à-peu-près les mêmes.

5. Le lactate d'ammoniaque a quelque tendance à cristalliser. Il est sous la forme d'une masse gommeuse, qui prend à l'air un excès d'acidité. Lorsqu'on le chauffe, l'ammoniaque s'en dégage en plus grande partie, et le sel acide résidu est déliquescent à l'air.

6. Le lactate de barite, lorsqu'il est évaporé, donne pour résidu une masse gommeuse, soluble dans l'alcool. Le sous-lactate de barite est une matière pâteuse que l'alcool ne peut dissoudre.

7. L'alcool partage également le lactate de chaux en deux portions. Il laisse un sous-lactate non dissous sous forme pulvérulente; il dissout le lactate neutre, et produit ainsi un vernis jaune brillant, qui étant séché lentement se fendille sur toute sa surface, et devient opaque.

8. Le lactate de magnésie évaporé jusqu'à consistance sirupeuse, et abandonné dans un lieu chaud, se forme en cristaux grenus. En l'évaporant promptement à siccité, il donne pour résidu une masse gommeuse, séparable par l'alcool en lactate et en sous-lactate.

9. Le lactate ammoniaco magnésien, qui se produit lorsqu'on précipite le lactate d'ammoniaque par la magnésie caustique tout aussi long-temps qu'il y a précipité, se forme en cristaux aiguillés qui ne s'altèrent point à l'air.

10. Le lactate d'argent est d'un jaune verdâtre léger avec saveur métallique; lorsqu'il est séché lentement il forme un vernis très-luisant.

11. Le protolactate de mercure est d'un jaune léger, déliquescent à l'air; il contient un excès d'acide, et il est soluble dans l'alcool. Le perlactate de mercure est un sel rouge, gommeux, déliquescent.

12. Il existe trois lactates de plomb. Le lactate de plomb s'obtient en mettant en digestion sur du protoxide de plomb, une dissolution alcoolique d'acide lactique; il se forme en grains cristallins de couleur grise. En faisant digérer cette même dissolution alcoolique sur une plus grande proportion de protoxide de plomb, c'est un sous-lactate qui est formé. Le protoxide devient plus légèrement coloré, se gonfle, et enlève l'acide au liquide. On a le surlactate en faisant digérer l'acide lactique sur du carbonate de plomb. Ce sel ne cristallise pas, mais il forme une masse d'apparence sirupeuse avec une saveur austère sucrée.

13 Le lactate de fer est d'un brun rougeâtre. Il ne cristallise pas, et ne se dissout point dans l'alcool.

14. Le lactate de zinc cristallise. L'acide lactique dissout le zinc et le fer, en dégageant de l'un et de l'autre de ces métaux du gaz hydrogène.

15. Le lactate de cuivre varie suivant les différens degrés de saturation, du bleu au vert et au bleu foncé. Telles sont les propriétés de cet acide, déterminées par Berzelius. Elles suffisent pour le faire distinguer de toute autre espèce d'acide, et pour établir sa nature particulière.

Le sous-lactate de plomb est composé, suivant Berzelius, de

| | | |
|---|---|---|
| Acide lactique..... | 17..... | 2,867 |
| Oxide de plomb..... | 83..... | 14 |

Si on le suppose formé de 2 atômes oxides de plomb et 1 atôme acide, le poids d'un atôme de cet acide serait 5,734; il est probable que le nombre 5,75 est celui qui se rapproche le plus de la vérité.

---

## SECTION XXII.

### *De l'Acide zumique* [1].

Je donne ce nom à un acide récemment découvert par M. Braconnot, qui a cru devoir le distinguer par la dénomination très-impropre d'acide *nanceique*, dérivée de *Nancy*, nom de la ville qu'il habitait lorsqu'il reconnut pour la première fois cet acide. M. Braconnot obtint cet acide de la manière suivante [2].

Préparation.

Ayant abandonné à la fermentation à une douce chaleur un mélange de riz et d'eau, il obtint une liqueur acide qui, après avoir été passée sur une chausse de laine et ensuite distillée, donna de l'acide acétique. En continuant l'évaporation presque jusqu'à siccité, il resta pour résidu une masse gommeuse d'une saveur très-acide. Pour séparer l'acide, ce résidu fut mis en digestion dans l'alcool; et la liqueur alcoolique évaporée donna des cristaux qu'il reconnut consister en un acide uni à une portion de chaux. Après avoir dissous ces cristaux dans l'eau, il versa dans la liqueur de l'eau de barite pour précipiter la chaux; et pour séparer ensuite la barite, il ajoutait à cette liqueur filtrée, avec précaution, et en quantité justement suffisante, de l'acide sulfurique affaibli. Le sulfate de barite étant alors séparé par le filtre, il ne restait plus qu'une dissolution d'acide zumique dans l'eau.

Propriétés.

1. L'acide zumique, ainsi obtenu, est incolore, d'une saveur très-acide, et incristallisable. A la distillation, il fournit du charbon et de l'acide acétique sans aucun indice de la présence de l'azote.

2. Il ne précipite aucun des métaux de leurs dissolutions, si ce n'est le zinc des dissolutions très-concentrées des sels de ce métal.

---

[1] De ζυμη, levain.
[2] Ann. de Chim. LXXXVI, 84.

3. Ses combinaisons avec la potasse et la soude donnent naissance à des sels déliquescens, incristallisables, solubles dans l'acool.

4. Le zumate d'ammoniaque est avec excès d'acide. Il cristallise en parallélipipèdes réunis en groupes.

5. Le zumate neutre de chaux cristallise confusément sous une forme qui se rapproche de celle des grains de choux fleurs. Ce zumate est opaque, très-blanc, ayant peu de saveur, et en apparence efflorescent; exposé au feu, il se fond, se boursouffle, noircit, s'enflamme, et laisse du carbonate de chaux. Il se dissout dans 21 parties d'eau, à la température de 19° centigr.

6. L'acide zumique dissout le carbonate de strontiane; il se produit un sel qui a d'abord l'aspect du mucilage; mais la dissolution étant suffisamment concentrée, elle devient solide au bout de 24 heures; elle forme alors une masse blanche demi-transparente, consistant en cristaux de forme globuleuse, ayant quelque ressemblance avec ceux du zumate de chaux.

7. Le zumate de barite a l'aspect d'une gomme; il est incristallisable.

8. L'acide zumique dissout très-facilement la magnésie; et sa combinaison avec cette substance produit un sel en petits cristaux grenus, qui paraissent être efflorescens à l'air. Ils exigent, pour leur dissolution, 25 fois leur poids d'eau à la température de 19° centigrades. Exposé au feu, le zumate de magnésie ne se fond point, mais il noircit et se décompose.

9. Le zumate d'alumine est inaltérable à l'air; il ressemble à de la gomme.

10. Le zumate de manganèse cristallise en prismes tétraèdres, dont deux faces sont plus larges que les deux autres; ces prismes sont terminés par des sommets dièdres. Ce sel est un peu efflorescent à l'air; soumis à l'action de la chaleur, il se fond. Il se dissout dans 12 fois son poids d'eau, à la température de 15° centigrades.

11. Le zumate de cobalt est sous la forme de cristaux grenus d'un beau rouge, qui ne contiennent point d'eau de cristallisation. Ces cristaux exigent pour se dissoudre, 38 fois leur poids d'eau, à la température de 19° centig. Chauffés, ils ne se fondent pas, mais ils noircissent, s'enflamment, et

laissent un oxide de cobalt mêlé de charbon. L'acide hydrosulfurique ne décompose pas ce sel en totalité, il laisse un sur-zumate de cobalt en dissolution.

12. Le zumate de nickel cristallise confusément, et il est d'un beau vert d'émeraude. Sa saveur est sucrée et métallique. Il lui faut, pour se dissoudre, 30 fois son poids d'eau à la température de 19° centigrades.

13. Le zumate de zinc cristallise en groupes irréguliers, qui étant vus à la loupe, paraissent être des prismes tétraèdres à bases carrées, terminés par des faces obliques. Ce sel exige pour sa dissolution, à 19° centigrades, 50 fois son poids d'eau. Exposé au feu, il ne se fond point, mais il noircit et brûle en laissant un oxide de zinc.

14. Le protozumate de mercure cristallise en aiguilles, et il est très-soluble dans l'eau. Soumis à l'action de la chaleur, il se fond, se boursouffle, prend une couleur olive, répand une odeur d'acide acétique, et il reste des globules de mercure coulant, mêlé de quelques parties charbonneuses. En versant dans la dissolution de ce sel une dissolution d'acétate de potasse, l'acétate de mercure se précipite immédiatement.

15. Le zumate d'argent cristallise en aiguilles soyeuses qui se réunissent en groupes globuliformes. Ce sel est blanc, mais par son exposition à la lumière, il devient rougeâtre; il se dissout dans 20 fois son poids d'eau, à la température de 19° centigrades. Chauffé, il se fond, se boursouffle, brunit, s'enflamme, et laisse de l'argent à l'état métallique. L'acétate d'argent, traité de la même manière, se réduit presque sans aucune apparence de changement.

16. Le zumate de plomb ressemble à de la gomme, il est incristallisable, et n'attire point l'humidité de l'air.

17. L'acide zumique dissout un peu de l'oxide d'étain. Il en résulte un sursel, qui cristallise en octaèdres cunéiformes.

18. Avec l'oxide de cuivre, l'acide zumique produit un sel cristallisable, qui exposé au feu, se fond, se boursouffle, et se décompose.

19. L'acide zumique dissout rapidement le fer, à l'aide de la chaleur; il y a dégagement de gaz hydrogène. La dissolution abandonnée à elle-même, dépose peu-à-peu des cristaux blancs aiguillés, inaltérables à l'air et peu solubles dans l'eau. Soumis à l'action de la chaleur, ces cristaux ne se fon-

dent pas, mais ils brûlent avec flamme, en laissant un oxide rouge de fer. Ce zumate, étant plusieurs fois redissous dans l'eau, se partage en deux combinaisons, dont l'une, d'un jaune brunâtre, est soluble dans l'eau, et cristallise difficilement, et dont l'autre de couleur blanche, contient un excès d'oxide, est insoluble dans l'eau et devient jaune par degrés.

L'acide zumique forme, avec l'oxide rouge de fer, un sel brun incristallisable.

Ressemble à l'acide lactique

Telles sont les propriétés que M. Braconnot, le seul chimiste qui ait examiné jusqu'ici l'acide zumique, lui a reconnues. Cet acide semble se former assez généralement pendant la fermentation spontanée des substances végétales. Plusieurs de ses propriétés se rapprochent beaucoup de celles de l'acide lactique Les différences principales entre ces deux acides consistent dans la faculté de cristalliser des sels, et cette faculté, dépendant de circonstances variables, semble exiger de nouvelles recherches pour s'assurer si les acides lactique et zumique ne sont pas un seul et même acide, un peu masqué peut-être dans l'état d'acide lactique, par la présence de quelque matière animale.

---

## SECTION XXIII.

### *De l'Acide gallique.*

Histoire.

On a donné le nom d'*acide gallique* à un acide particulier que contient l'excroissance appelée *noix de galle*, qui se trouve sur quelques espèces de chênes. Les premières recherches exactes sur les propriétés de l'acide gallique, furent faites par les commissaires de l'Académie de Dijon, et le résultat de leurs expériences fut publié, en 1777, dans le troisième volume de leurs élémens de chimie *; mais dans ces expériences, ils avaient employé l'infusion de noix de galle, et par conséquent l'acide gallique en état de combinaison avec le tannin. Il était réservé à Schéele de l'obtenir pur.

Préparation.

1. Il avait remarqué que, dans une infusion de noix de galle dans l'eau froide, il s'était formé un sédiment qu'il

---

* Vol. III, p. 408.

trouva être, par l'examen qu'il en fit, de forme cristalline, et d'une saveur acide. En abandonnant pendant long-temps à l'air une infusion de noix de galle, et en enlevant de temps en temps la moisissure sous forme de peau qui se produisait à sa surface, on obtenait une grande quantite de ce sédiment, qui étant lavé à l'eau froide, et redissous dans l'eau chaude, donnait, par l'évaporation très-lente de la liqueur filtrée, un sel acide en petits cristaux grenus comme du sable fin [1].

Deyeux a proposé, pour la préparation de l'acide gallique, une méthode beaucoup plus expéditive, mais dont le succès dépend des grandes précautions qu'elle exige [2]. Elle consiste à chauffer lentement, et à un feu très-modéré, dans une large cornue de verre, de la noix de galle concassée. Il se sublime, en assez grande quantité, de petites lames cristallines, brillantes, argentées, qui ont toutes les propriétés de l'acide gallique. Il faut avoir grand soin de ne pas pousser le feu trop fort, et d'arrêter l'opération avant qu'il ne s'y manifeste aucune apparence d'huile; autrement les cristaux se rédissolveraient, et tout le travail serait perdu.

La réunion de ces deux procédés semble devoir présenter la méthode la plus simple. En faisant dessécher et sublimer, dans un vaisseau de verre, les cristaux d'acide gallique impur obtenus par le procédé de Schéele, ils s'élèvent à l'état de pureté en abandonnant du tannin.

Le moyen suivant de préparation de l'acide gallique employé par Ricther, quoique dispendieux et long, mérite d'être connu.

Méthode de Richter.

« On met en fusion dans de l'eau froide environ 680 grammes de noix de galle en poudre fine, en ayant soin d'agiter fréquemment le mélange. On passe le liquide à travers un linge; on lave la pulpe qui y reste; on en exprime l'eau au moyen d'une presse et on filtre de nouveau; on réunit les liquides, et en les évaporant à une douce chaleur, on obtient une matière d'un brun foncé et très-cassante.

« On verse, sur cette matière pulvérisée, de l'alcool pur,

---

[1] Stockholm, Trans. 1786. Les cristaux obtenus par cette méthode contiennent toujours une portion de tannin, et sont d'une couleur brune.

[2] Cette méthode fut, dans le fait, découverte par Schéele; mais Deyeux la répéta, en indiquant les précautions convenables qu'elle exigeait. Crell's Annals. I, 29. Eng. Trans.

qui prend une teinte légère de jaune paille. On décante et on fait infuser le dépôt dans une nouvelle quantité d'alcool, qui ne se colore que très-peu. Le résidu brun, après ces infusions, est presqu'entièrement composé de tannin pur. On mêle ensemble les deux extraits alcooliques, qu'on réduit par la distillation, dans une petite cornue, aux 0,125. Ce qui reste est presque à l'état d'une masse solide. En versant de l'eau sur ce résidu et en l'exposant à une douce chaleur, on en opère la dissolution en une liqueur claire et presque incolore.

« Cette dissolution donne, par l'évaporation, de petits cristaux blancs prismatiques. La liqueur surnageante en fournit davantage, mais ils sont ordinairement un peu colorés. Il suffit de les laver dans un peu d'eau pour les avoir parfaitement blancs. On peut obtenir par ce procédé environ 16 grammes de cristaux de 453 grammes de noix de galle. Ces cristaux sont extrêmement légers, et occupent par conséquent beaucoup d'espace » *.

Propriétés: 2. L'acide gallique, lorsqu'il est pur, est cristallisé en lames transparentes, ou en octaèdres; sa saveur est acide, et un peu astringente. Chauffé, il a une odeur aromatique particulière, mais désagréable.

Solubilité. 3. Il est soluble dans une fois et demie son poids d'eau bouillante, et dans douze parties d'eau froide. En chauffant cette dissolution, l'acide est très-promptement décomposé; l'alcool en prend dans la proportion des 0,25 de son poids, à la température ordinaire de l'atmosphère. Il peut, lorsqu'il est bouillant, en tenir en dissolution une quantité égale à son propre poids. Cet acide est soluble aussi dans l'éther.

Action de la chaleur. 4. L'acide gallique exposé à l'action de la chaleur se sublime; mais ses propriétés sont un peu altérées, ainsi que Bouillon-Lagrange l'a fait voir. De même aussi l'acide sublimé par le procédé de Deyeux diffère dans ses propriétés de l'acide cristallisé de Schéele et de Richter. Deyeux annonça que par la distillation, l'acide gallique donnait du gaz oxigène; Berthollet, en répétant l'expérience, n'obtint que de l'acide carbonique. Suivant Bouillon-Lagrange, outre l'acide carbonique, il passe aussi une partie de gaz hydrogène carboné, et il se forme de l'eau. Par des distillations répétées on

* Phil. Mag. XXIII, 74.

parvient à décomposer l'acide en totalité et à le convertir en ces produits.

5. L'acide gallique en cristaux ne s'altère point à l'air; il n'éprouve aucune action particulière du gaz oxigène, des combustibles simples et de l'azote. Celle qu'il peut exercer sur les métaux n'a pas été examinée. Lorsqu'on expose à l'air une dissolution de cet acide dans l'eau, elle y acquiert, par degrés, une couleur brune, et l'acide est détruit. La surface du liquide se couvre de moisissure. Action de l'air.

6. Cet acide se combine avec les corps alcalins, et leur enlève l'acide carbonique s'ils sont à l'état de carbonates. On a donné le nom de *gallates* à ces composés, qui ont été à peine examinés jusqu'à présent; on peut même dire qu'ils n'existent pas, car les bases, ainsi que l'a fait voir M. Serturner, ont la propriété d'agir sur l'acide gallique, et d'en opérer promptement la décomposition [1].

7. L'acide gallique ne précipite point les dissolutions alcalines; mais lorsqu'on en verse dans des eaux de barite, de strontiane ou de chaux, il les colore en un rouge bleuâtre, et y produit un précipité floconneux, qui est une combinaison de l'acide avec les terres [2]. Action sur les terres.

L'acide gallique précipite les dissolutions acides de glucine, d'yttria et de zircone. C'est par cet effet, qu'il ne produit sur la dissolution acide d'aucune autre terre [3], qu'on peut particulièrement distinguer les trois seules ci-dessus sur lesquelles il l'opère.

8. L'acide gallique agit avec beaucoup d'énergie sur les dissolutions métalliques dont il change les couleurs, et que, pour la plupart, il précipite. C'est par cette raison, qu'on l'emploie souvent comme réactif pour découvrir la présence des corps métalliques; mais il est si difficile de le séparer du tannin qui l'accompagne toujours, qu'on ne peut guère avoir de confiance dans les expériences auxquelles il a pu jusqu'à présent servir comme de moyen d'essai. Richter a fait voir Action sur les métaux.

---

[1] Schweigger's Journ. IV, 410.

[2] Il n'est pas invraisemblable que la formation de ces précipités ne soit due à la présence d'un peu de tannin, et qu'ils n'auraient pas lieu si l'acide était pur.

[3] Si l'on en excepte leurs dissolutions dans l'acide carbonique. Par une infusion de noix de galle, on précipite l'alumine de ses dissolutions dans les acides.

qu'il ne peut, ainsi qu'on l'avait supposé, enlever le fer à l'acide sulfurique, si ce n'est à l'aide de quelqu'autre corps qui ait de l'affinité pour cet acide. Il a essayé de prouver aussi, en opposition aux expériences de Proust, qu'il précipite en noir toutes les dissolutions d'oxide de fer. Berthollet a, plus récemment encore, énoncé la même opinion; mais Proust n'en a pas moins persisté dans ce qu'il avait avancé, et ses expériences, qu'il a publiées, paraissent décisives.

L'effet de l'action de l'acide gallique sur les dissolutions d'oxides métalliques qu'il précipite, paraît être de ramener à-peu-près ces oxides à l'état métallique, et quelques-uns d'entre eux, comme l'or par exemple, sont complétement réduits.

Composition. 9. L'acide gallique a été analysé dernièrement, et avec une grande précision, par Berzelius * qui l'a trouvé composé de

| | |
|---|---|
| Hydrogène..... | 5,00 |
| Carbone..... | 56,64 |
| Oxigène..... | 38,36 |
| | 100,00 |

D'après cette analyse, l'acide gallique est formé de

| | |
|---|---|
| 3 Atômes hydrogène..... | = 0,375 |
| 6 Atômes carbone..... | = 4,5 |
| 3 Atômes oxigène..... | = 3,0 |
| Poids de l'atôme d'acide..... | 7,875 |

Le gallatte de plomb consiste, suivant Berzelius, en

| | | |
|---|---|---|
| Acide gallique..... | 100 .... | 8,047 |
| Oxide de plomb.... | 173,97.... | 14 |

Cette analyse donne 8 pour le poids d'un atôme d'acide gallique, tandis que ce poids, dérivé de l'analyse de l'acide lui-même, est 7,875: la différence de 0,125 entre les deux poids est exactement un atôme d'hydrogène. En considérant comme plus exacte l'analyse du gallate de plomb, l'acide devra contenir 4 atômes d'hydrogène au-lieu de 3.

* Annals of Philosophy. V, 176.

## SECTION XXIV.

### *Du Tannin.*

Histoire.

Outre l'acide gallique, les noix de galle contiennent plusieurs autres substances, dont une des plus remarquables et des plus importantes est celle qu'on a appelée *tannin*.

Le docteur Lewis est le premier qui ait essayé de soumettre à un examen régulier les propriétés des noix de galle, en s'occupant d'une suite d'expériences sur la meilleure méthode de fabriquer l'encre [2]. Il découvrit qu'elles contenaient une substance qui précipite en *noir* [3] avec les oxides de fer, et qui se coagule avec la colle de poisson [4]. Mais la science de la chimie n'était pas encore alors assez avancée pour lui fournir les moyens ou de séparer ou d'examiner cette substance; et Deyeux fut peut-être le premier chimiste qui reconnut la nature particulière du *tannin*. Il le considéra, dans l'analyse qu'il fit des noix de galle, comme un corps résineux particulier, mais sans lui assigner aucun nom [5]. Seguin, en s'occupant bientôt après de recherches sur l'art de tanner les cuirs [6], découvrit que cette substance a la propriété de précipiter la colle forte de ses dissolutions dans l'eau et de se combiner avec la peau des animaux. Il supposa qu'elle devait être la partie essentiellement constituante des liquides employés au tannage des peaux; et c'est par cette raison que les chimistes français lui donnèrent le nom de *tannin* ou de *principe tannant*. Mais c'est à Proust que nous sommes redevables des premières recherches sur la nature et les propriétés du tannin, ainsi que sur les moyens de l'obtenir à l'état isolé [7]. Les expériences de Davy présentent également beaucoup de faits curieux et importans sur les parties consti-

---

[1] Les propriétés acides du tannin étant aussi bien caractérisées que celles de l'acide gallique, il serait peut-être plus convenable de lui donner le nom d'*acide tannique*.

[2] Philosophical commerce of the arts, p. 377.

[3] *Ibid.* p. 346.

[4] *Ibid.* p. 387.

[5] Ann. de Chim. XVII, 23.

[6] *Ibid.* XX, 38.

[7] *Ibid.* XXV, 225; XXXV, 32; et XLII, 89.

tuantes des végétaux astringens, et sur leur manière d'agir dans l'opération du tannage [1]. Fiedler [2], Richter [3], Merat-Guillot [4] et Bouillon-Lagrange [5] ont aussi publié les résultats de travaux intéressans sur ce sujet difficile.

Trommsdorf fit paraître, en 1804 [6], une excellente dissertation sur le tannin, dans laquelle, en analysant les opinions de Proust, il examina, avec sa sagacité ordinaire, les propriétés de cette substance. La plupart des conclusions auxquelles il fut amené par ses expériences, avaient été déduites d'avance par Davy, dont cependant elles servent à appuyer et confirmer les travaux; mais ceux plus récens de Hatchett, ont établi une ère nouvelle dans l'histoire du tannin. Dans le cours de ses expériences sur les résines et les bitumes, cet habile chimiste découvrit une méthode pour former artificiellement du tannin avec presque toutes les substances végétales et animales, et il fournit ainsi aux chimistes les moyens de se le procurer facilement à l'état de pureté. Ses dissertations sur une substance tannante artificielle furent lues à la Société royale dans l'été de 1805.

D'après ces découvertes, il conviendra de diviser ce sujet en deux parties. Nous sommes actuellement en possession de deux espèces de tannin, dont l'une se forme dans les plantes par la végétation, et dont l'autre, peut être artificiellement produite par les méthodes qu'indique Hatchett. Chacune de ces espèces différentes paraît susceptible de modifications diverses, soit par les altérations qu'elle éprouve de la lumière dans ses parties constituantes, soit par sa combinaison avec quelques petites portions de substances étrangères.

### I. *Tannin naturel.*

1. Le tannin existe dans un grand nombre de végétaux; mais c'est des *noix de galle*, et du *cachou*, qu'on peut l'extraire plus facilement, et dans son plus grand état de pureté.

Préparation du tannin avec les noix de galle

On a donné le nom de noix de galle aux excroissances produites sur les feuilles du chêne par la piqûre d'un insecte qui y dépose ses œufs. Les meilleures noix de galle sont celles

[1] Phil. Trans. 1803, p. 233; et Jour. of the royal instit. Vol. II.
[2] Jour. de Chim. I, 86.
[3] *Ibid.* p. 307, 334.
[4] Ann. de Chim. XLI, 313.
[5] *Ibid.* LVI, 172.
[6] Gehlen's Journal. III, 111.

connues sous le nom de *galle d'Alep*. On les importe en Europe, en grandes quantités, pour l'usage des teinturiers, des imprimeurs en toile de coton, etc. Elles sont dures comme du bois, rondes, garnies souvent de protubérances sur leur surface, d'une couleur bleuâtre, et d'une saveur extrêmement désagréable. Elles se dissolvent en grande partie dans l'eau; ce qui en reste, est sans saveur, et a les propriétés de la fibre du bois. Il faut, suivant Deyeux, environ 192 gram. d'eau ajoutés en 20 portions différentes, qu'on laisse, l'une après l'autre, en macération pendant très-long-temps, pour épuiser complètement un gramme de noix de galle de tout ce qui peut y exister de soluble [1]; mais, Trommsdorf est parvenu à enlever cette partie soluble des noix de galle, en y employant quarante fois leur poids d'eau en trois portions ajoutées successivement, et en laissant chacune de ces portions en macération pendant deux jours sur les noix de galle [2], à la température de 19° cent.

Il résulte des analyses des noix de galle par Deyeux et Davy, que la partie soluble consiste principalement en cinq ingrédiens, savoir : du tannin, de l'extractif [3], du muqueux, de l'acide gallique, et du gallate de chaux. Davy trouva qu'une dissolution dans l'eau, de 500 grammes de galle d'Alep, donnait, par une évaporation lente, 185 grammes d'une matière qu'il reconnut être composée de

130 grammes, tannin.
31 acide gallique, et extractif.
12 muqueux, et extractif.
12 chaux, et matière saline.

185 [4].

De sorte que le tannin constitue au-delà des deux tiers du tout.

2. Il n'a pas été proposé moins de six méthodes pour séparer le tannin de l'infusion de noix de galle, et l'obtenir à l'état de pureté; mais il n'en est aucune qui remplisse parfaitement cet objet. Manières de l'obtenir.

Lorsqu'on verse une dissolution d'hydrochlorate d'étain Première,

[1] Ann. de Chim. XVII, 12.
[2] Gehlen's Jour. III, 113.
[3] L'extractif et le muqueux sont des substances végétales dont il sera traité par la suite.
[4] Phil. Trans. 1803, p. 251.

dans une infusion de noix de galle, il s'y forme immédiatement un précipité jaune, abondant, qui, séparé par le filtre, et séché, se présente sous la forme d'une poudre légère de couleur de bufle. En mêlant avec de l'eau cette poudre, que Proust examina le premier, et qu'il reconnut être un composé d'oxide d'étain et de tannin, et en faisant passer dans la liqueur un courant de gaz acide hydro-sulfurique, il se forme un sulfure d'étain qui reste insoluble ; et le tannin, à mesure qu'il est séparé de l'oxide, se dissout dans l'eau. En filtrant cette dissolution, dont on sépare ainsi le sulfure d'étain, et en l'évaporant à siccité, elle laisse une substance brune, que Proust considéra d'abord comme étant du tannin pur [1]. Mais comme l'infusion de noix de galle contient une portion d'extractif, que précipite également l'hydrochlorate d'étain, il est évident que, par ce procédé, le tannin ne s'obtient pas à l'état de pureté; c'est toujours une combinaison de tannin et d'extractif. Le tannin n'est pas non plus précipité en totalité; il en reste en dissolution une portion qui est combinée avec l'oxide, à moins qu'on ne l'en ait séparée par un alcali [2]. Il est probable aussi, selon Davy, que le précipité contient de l'acide hydrochlorique [3]. Il est évident d'après ces faits, qu'on ne peut obtenir par ce procédé le tannin pur.

Seconde. En mêlant avec une dissolution saturée de carbonate de potasse, une infusion de noix de galle un peu concentrée par l'évaporation, il se précipite abondamment, sous la forme de flocons, une matière d'un blanc jaunâtre. En faisant sécher ce précipité, il prend la forme d'une poudre blanchâtre que Deyeux, à qui appartient ce procédé, examina le premier [4]. Ce précipité est, suivant Proust, du *tannin* pur; et il propose en conséquence le procédé de Deyeux comme un des moyens les plus faciles pour retirer cette substance de l'infusion de noix de galle [5]. Proust annonça que c'est par une affinité plus forte des carbonates alcalins pour l'eau, qu'ils séparent le tannin de l'infusion de noix de galle. Mais cette conclusion est tout-à-fait inconciliable avec les propriétés du précipité, reconnues par Deyeux, et avec celles que lui trouva Davy. Il est blanc, il n'a presque pas de sa-

---

[1] Ann. de Chim. XXV, 226.
[2] Proust, Ann. de Chim. XLII, 89.
[3] Phil. Trans. 1803, p. 249.
[4] Ann. de Chim. XVII, 19.
[5] *Ibid.* XXXV, 32.

veur, et ne se dissout pas complètement dans l'eau; il donne, lorsqu'il est chauffé, des cristaux d'acide gallique. Davy a fait voir que ce précipité consiste principalement en une combinaison de tannin et d'acide gallique, avec les carbonates de potasse et de chaux [1]. Ces résultats de Davy s'accordent parfaitement avec ceux que Trommsdorf obtint [2] d'expériences subséquentes. Cette méthode ne donne donc pas le tannin pur.

Dizé observa pour la première fois qu'en versant des acides sulfurique, ou hydrochlorique, concentrés, dans une forte infusion de noix de galle, il s'y formait immédiatement un précipité caillé, blanc [3]. Proust considéra ce précipité comme étant un composé de tannin et de l'acide employé. Si, après l'avoir lavé à l'eau froide, et dissous dans l'eau bouillante, on en sature l'acide par un carbonate de potasse, le tannin s'en sépare, suivant lui, à l'état de pureté. On peut le laver à l'eau froide et le faire sécher [4]. Mais, outre le tannin, il doit y avoir présence d'*extractif* dans ce précipité; car il est bien connu que l'acide sulfurique précipite cette substance; et d'après les expériences de Davy, il est probable qu'il s'y trouve aussi de l'acide gallique. En distillant ce précipité à une chaleur supérieure à 100° centigr., il obtint un liquide jaunâtre qui donnait une couleur noire au sulfate de peroxide de fer, quoiqu'il ne précipitât pas avec la gélatine. Il contenait donc de l'acide gallique [5]. Trommsdorf s'est également assuré que le tannin, obtenu ainsi, n'était pas à l'état de pureté [6]. Troisième.

En traitant avec les acides nitrique, ou hydrochlorique, étendus, le précipité que produit abondamment le mélange d'eau de chaux avec une infusion de noix de galle, il y a effervescence, la liqueur prend une couleur foncée, et on en sépare, en la filtrant, une substance d'un noir brillant que Merat-Guillot, qui proposa ce procédé, considère comme du tannin pur [7]. Mais Davy a fait voir que le précipité doit contenir aussi de l'extractif qui est séparé à l'état de combinaison avec la chaux, aussi bien que le tannin [8]; et l'effervescence Quatrième.

---

[1] Phil. Trans. 1803, p. 245.
[2] Gehlen's Jour. III, 117.
[3] Ann. de Chim. XXXV, 37.
[4] *Ibid.*
[5] Phil. Trans. 1803, p. 240.
[6] Gehlen's Jour. III, 117.
[7] Ann. de Chim. XLI, 323.
[8] Phil. Trans. 1803, p. 262.

qui se produit prouve suffisamment, en indiquant la présence de l'acide carbonique, que le précipité est d'une composition encore plus compliquée. Ainsi ce moyen ne paraît pas devoir mériter la préférence.

Cinquième. Le procédé de Bouillon-Lagrange consiste à verser dans une infusion de noix de galle de la dissolution de carbonate d'ammoniaque cristallisé, jusqu'à ce que la liqueur ne se trouble plus. Après avoir séparé par le filtre le précipité produit, on le lave avec de l'eau froide jusqu'à ce qu'elle soit incolore. On met alors ce précipité en digestion, à plusieurs reprises, dans de l'alcool de 0,817 de pesanteur spécifique, jusqu'à ce que la liqueur alcoolique ne rougisse plus la teinture de tournesol. On enveloppe alors le précipité dans plusieurs doubles de papier Joseph pour le priver ainsi de son humidité, sans le faire sécher complètement *. Mais il est évident que cette méthode ne peut suffire pour séparer le tannin de la matière extractive avec laquelle il paraît être chimiquement combiné.

Sixième. Quoique cette méthode, qui est celle de Trommsdorf, ne soit pas à l'abri de toute objection, il paraît néanmoins qu'elle procure le tannin dans un état de plus grande pureté qu'aucune autre imaginée jusqu'à présent. Elle consiste à mettre en digestion pendant trois jours, à la température de 19° centigrades, un mélange de 3 parties de noix de galle en poudre, et de 40 parties d'eau, en le remuant souvent. Après avoir passé cette liqueur à travers un filtre de toile, on traite, avec une quantité nouvelle de 40 parties d'eau, la poudre de noix de galle restée sur le filtre; on répète successivement ces digestions avec de nouvelle eau jusqu'à ce que la dernière n'ait plus de couleur, et ne produise aucun effet sur la dissolution de fer. Ces différentes infusions étant réunies, on les évapore aux 0,25, dans une bassine de porcelaine, à une douce chaleur. On passe alors le liquide trouble à travers une toile serrée, et par ce moyen il s'en sépare une certaine quantité d'*extractif*. On évapore ensuite la liqueur filtrée jusqu'à consistance d'une gelée, et on la met dans une capsule de porcelaine qu'on place près d'une étuve jusqu'à dessication complète. La substance brune ainsi obtenue était mise en digestion avec trois fois son poids

* Ann. de Chim. LVI, 172.

d'alcool *pur* [1], et à trois reprises successives, jusqu'à ce que la dernière portion d'alcool ne présentât plus de trace d'*acide gallique*. Pour être sûr que tout l'acide gallique est séparé, on faisait encore infuser, deux fois successivement, le résidu séché, dans l'alcool contenant 0,10 d'eau. Trommsdorf considérait alors ce résidu comme étant du tannin à un très-grand degré de pureté, quoique sali encore par un peu de matières extractive et muqueuse. Pour l'en débarrasser, il le dissolvait alors dans de l'eau distillée; il évaporait ensuite la dissolution à siccité, et à plusieurs reprises, dans l'espoir de rendre l'extractif insoluble, mais il n'en put rien séparer par ce moyen. En abandonnant pendant quelque temps la dissolution à elle-même dans un lieu chaud, il se formait à sa surface une moisissure qu'il attribuait à la présence d'une portion de mucilage, et qu'il enlevait; en la filtrant alors, et en l'évaporant à siccité, elle donnait pour résidu du tannin très-pur, mais cependant encore avec un peu de sulfate de chaux. Pour le séparer de ce sel, Trommsdorf ajoutait, à la dissolution dans l'eau de ce résidu, du carbonate de potasse jusqu'à ce qu'il ne s'y formât plus de précipité. En versant ensuite, dans cette dissolution filtrée, de l'acétate de plomb, il s'y déposait une poudre consistant en une combinaison de l'oxide de plomb avec le tannin. Cette poudre étant bien lavée, et séchée, il la mêlait avec de l'eau, et y faisait passer un courant de gaz acide hydrosulfurique. Le plomb, en se combinant avec le soufre, était ainsi séparé du tannin qui restait en dissolution dans la liqueur. Il la filtrait alors, la faisait bouillir et l'évaporait à siccité. Il avait pour résidu du tannin le plus pur qu'il soit possible de l'obtenir des noix de galle [2].

3. Le cachou, qu'on appelle aussi *terre du Japon*, est une substance qui s'obtient par décoction, et par évaporation, d'une espèce de mimosa très-commun dans l'Inde. Cette substance, d'un brun rougeâtre, d'une saveur astringente et laissant une impression douceâtre, ne s'altère point à l'air. Il y en a deux variétés; l'une venant de Bombay, dont la couleur est la moins foncée, et la pesanteur spécifique de 1,39; et l'autre, qu'on apporte du Bengale en Europe, est Du cachou.

[1] On considère actuellement comme pur, ou entièrement privé d'eau, l'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,796.

[2] Gehlen. III, 113 et 124.

d'une couleur de chocolat, ayant une pesanteur spécifique de 1,28 [1]. Davy, qui examina cette substance, la trouva principalement composée de tannin combiné avec une matière extractive d'une nature particulière. En évaporant à siccité une infusion dans l'eau distillée à froid, et pendant peu de temps, des parties les plus foncées du cachou, on a, pour résidu, une combinaison de tannin avec une très-petite quantité d'extractif. On peut donc employer cette substance pour reconnaître les propriétés du tannin.

Propriétés. 4. Le tannin, extrait des noix de galle par la méthode de Trommsdorf, est une substance brune, cassante, et à fracture résineuse. Sa saveur est, comme celle des noix de galle, amère et très-astringente.

Il se dissout facilement dans l'eau, soit à froid, soit à chaud, et forme ainsi une dissolution de couleur brune, que Trommsdorf a reconnue n'être susceptible ni de se moisir, ni de se décomposer spontanément par son exposition à l'air à une chaleur médiocre.

Insoluble dans l'alcool. L'alcool pur ne dissout point le tannin; mais cette substance devient aisément soluble dans ce liquide lorsqu'il est étendu d'eau, même en petite proportion. Ainsi de l'alcool de 0,818 de pesanteur spécifique, dissout le tannin, quoique, d'après la table de Lowitz, il ne contienne que 0,10 d'eau. Richter semble être le premier qui ait observé ces faits importans, et indiqué le procédé que nous avons déjà décrit pour se procurer l'acide gallique à l'état de pureté.

Action de l'oxigène. 5. On voit, par les expériences de Proust, Davy, et Deyeux, que le tannin est susceptible de combinaison avec l'oxigène; mais il est en même-temps, ou décomposé entièrement, ou complètement altéré dans sa nature. Ainsi l'acide nitrique le convertit en une matière d'un brun jaunâtre, soluble dans l'alcool, et analogue par ses propriétés à un extrait [2]. Le chlore produit des effets semblables; et Proust a observé que le peroxide d'étain le change aussi en un extrait [3], ce qui provient peut-être de ce qu'il lui communique de l'oxigène.

---

[1] Davy. III, 252.
[2] Davy. Phil. Trans. 1803, p. 241.
[3] Ann. de Chim. XLII, 93.

6. On n'a pas examiné les effets des corps combustibles simples sur le tannin.

7. Il ne paraît pas que les métaux agissent fortement sur le tannin; mais presque tous les oxides métalliques ayant de l'affinité pour cette substance, ils peuvent s'y combiner, et former ainsi des composés qui sont ordinairement presqu'insolubles dans l'eau; et c'est par cette raison que l'infusion de noix de galle précipite si facilement les dissolutions métalliques. Les chimistes se sont peu occupés de ces composés, à l'égard desquels nos connaissances se bornent jusqu'à présent aux faits suivans. Action des oxides métalliques.

Lorsqu'on fait bouillir les peroxides d'étain, ou de zinc, dans une infusion de noix de galle, ils acquièrent une couleur jaune foncée, et s'emparent de toutes les parties constituantes de l'infusion, en n'y laissant que l'eau pure. Les oxides, dans cet état de combinaison avec le tannin, etc., sont en partie solubles dans l'acide hydrochlorique, et la dissolution indique la présence du tannin, et de l'acide gallique [1]. Par son action sur l'infusion à froid, le peroxide d'étain se charge, en peu de jours, de tout ce qui la compose; mais Proust [2] assure que dans ce cas, l'acide gallique est presqu'entièrement détruit, et qu'une portion du tannin est mise à l'état d'extrait.

Le précipité que produit le mélange des sels métalliques avec l'infusion de noix de galle, consiste dans l'oxide métallique combiné avec le tannin, l'extrait, et l'acide de l'infusion; et suivant Davy, il contient aussi une portion de l'acide du sel métallique [3].

Le tannin paraît ne produire aucun changement sur la dissolution de sulfate de fer; mais dans celle du sulfate de peroxide de ce métal, il produit immédiatement un précipité bleu foncé qui est une combinaison du tannin avec l'oxide. Ce précipité, lorsqu'il est desséché, devient noir, et les acides le décomposent.

Si la proportion du sulfate de peroxide de fer, ajouté à la dissolution du tannin, est trop considérable, l'acide sulfurique, devenu libre par la combinaison du fer et du tannin, suffit pour redissoudre le précipité à mesure qu'il se forme; mais

[1] Davy, Phil. Trans. 1803, p. 244.
[2] Ann. de Chim. XLII, 92.
[3] Phil. Trans. 1803, p. 248.

le précipité peut s'obtenir facilement, en saturant, avec précaution, l'excès d'acide par la potasse. En opérant de cette manière, tout le sulfate de peroxide de fer qui reste dans la dissolution sans être décomposé, est converti en sulfate. Ce changement provient, suivant Proust, de ce que le tannin enlève de l'oxigène au fer.

Le tannin se combine avec la gélatine

8. Une des propriétés les plus importantes du tannin, est celle qu'il a de former, avec la colle-forte ou gélatine, un composé insoluble. On emploie en conséquence le tannin comme moyen d'essai pour découvrir la présence de la gélatine dans les fluides animaux; de même que, d'un autre côté, on se sert des dissolutions de gélatine pour reconnaître la présence du tannin dans les fluides végétaux, et pour en évaluer la quantité. Mais si le composé de gélatine et de tannin n'est pas soluble dans l'eau, il se dissout dans l'une et l'autre dissolution de tannin et de gélatine lorsqu'elles sont suffisamment étendues. Il faut donc, pour que la dissolution de gélatine indique la présence du tannin, qu'elle soit aussi concentrée que cela est possible, sans nuire à sa parfaite fluidité; car la colle, lorsqu'elle est gélatineuse, n'agit point sur le tannin. Il est nécessaire aussi de l'employer nouvellement préparée, parce qu'elle perd, si elle est à l'état de putréfaction, sa propriété de précipiter le tannin [1]. Davy s'est assuré que la composition de cette dissolution, dans les meilleures proportions pour s'en servir, est celle formée de 8 grammes de colle de poisson [2] dans 622 grammes d'eau. Il faut avoir soin que la dissolution de gélatine, à ajouter au liquide dont on veut séparer le tannin, n'y soit pas en excès; car dans ce cas, cet excès de dissolution de gélatine redissout la combinaison de tannin et de gélatine. Ce composé, séché à la température de 66° centig., consiste, d'après l'analyse que Davy en a faite, en

54 Gélatine.
46 Tannin.
100 [3].

[1] Je me suis assuré qu'en ajoutant même de l'alcool en proportion de ce qui reste de gélatine en dissolution, on ne parvient pas à la rétablir dans l'état convenable pour cet essai.

[2] La colle de poisson est la colle ou la gélatine, à l'état de pureté presque parfaite, ainsi que l'a fait voir M. Hatchett.

[3] Phil. Trans. 1803, p. 235 et 250.

9. Les combinaisons du tannin avec la potasse et la soude, forment des composés moins solubles dans l'eau que ne l'est le tannin à l'état de pureté ; et ces combinaisons ne précipitent point la colle, à moins que l'alcali qui y entre, ne soit saturé par un acide [1]. L'ammoniaque produit les mêmes effets. Les alcalis fixes précipitent les dissolutions concentrées de tannin, ce que ne fait point l'ammoniaque [2]. Action des alcalis.

Lorsqu'on ajoute de la potasse ou de la soude à une infusion de noix de galle, le liquide devient d'un brun rougeâtre, et perd la propriété de précipiter la gélatine jusqu'à ce que l'alcali soit saturé par un acide. L'évaporation à siccité de l'infusion alcalisée, donne pour résidu une masse de couleur olive d'une saveur faiblement alcaline, et déliquescente à l'air. L'ammoniaque agit de même sur l'infusion de noix de galle ; mais en chauffant le mélange au degré de l'eau bouillante, une partie de l'ammoniaque se dégage ; il se forme un précipité qui consiste, pour la plus grande partie, en tannin et en acide gallique, et l'extrait reste en dissolution [3].

10. L'eau de barite, ou de chaux, précipite la dissolution de tannin en une combinaison de tannin avec la terre, et la liqueur devient à-peu-près incolore. Le précipité se dissout difficilement dans l'eau, et n'agit point sur l'infusion de gélatine, jusqu'à ce que la terre ait été saturée par un acide [4]. Des terres.

En agitant avec une infusion de tannin, de la magnésie nouvellement précipitée, elle se convertit, par son union avec une portion de cette substance, en une poussière d'un brun enfumé, que l'eau ne peut dissoudre, mais qui est soluble dans les acides. L'alumine agit de la même manière sur l'infusion de tannin, et forme un composé semblable [5].

Les eaux de barite, de strontiane, ou de chaux, précipitent l'infusion de noix de galle. Le précipité, de couleur olive, consiste non-seulement en tannin, mais encore il contient de l'extractif, et la plus grande partie de l'acide

---

[1] Trommsdorf, Gehlen. III, 145.

[2] *Ibid.*

[3] Davy, Phil. Trans. 1803, p. 241.

[4] Trommsdorf, Gehlen's Jour. III, 145.

[5] *Ibid.*

gallique en état de combinaison avec la terre. En mêlant, ou en faisant bouillir de la magnésie avec cette infusion, elle se combine avec toutes les substances qui s'y trouvent, et forme, avec le tannin et l'extractif, un composé insoluble d'un jaune sale, qui se dépose, et le gallate reste le plus souvent en dissolution dans la liqueur à laquelle il donne une couleur verte. L'alumine, en petite quantité, produit exactement le même effet; mais lorsqu'on l'emploie en proportion plus considérable, elle sépare toutes les substances qui constituent l'infusion [1].

Les carbonates terreux qu'on fait bouillir dans une infusion de noix de galle, en séparent le tannin et l'extractif; tandis qu'en se combinant avec l'acide, ils forment un sel qui reste en dissolution dans le liquide et qui lui donne une couleur verte [2].

Des acides. 11. Les acides ont, pour la plupart, la propriété de former avec le tannin, des combinaisons qui sont plus ou moins solubles. Les acides acétique, phosphorique, oxalique et malique ne précipitent point la dissolution concentrée de noix de galle. L'acide arsenique y produit un précipité abondant, soluble dans l'eau bouillante, et cette liqueur précipite la gélatine lorsque l'acide a été neutralisé par un alcali. L'acide hydrochlorique produit également dans l'infusion de noix de galle un précipité qui se dissout le plus ordinairement dans l'eau chaude. L'acide sulfurique agit de même, mais il altère et décompose par degrés le tannin. L'acide nitrique ne précipite point l'infusion de noix de galle, le mélange s'échauffe et prend une couleur rouge qui passe peu-à-peu au jaune. Il se produit, par l'action de cet acide, une substance de saveur amère qui a les propriétés de l'acide malique [3].

12. Le tannin donne à la distillation une liqueur acide qui noircit les dissolutions de fer, parce qu'elle contient une petite quantité de tannin qui n'a point éprouvé d'altération. Il passe aussi un peu d'huile empyreumatique, et il reste un charbon volumineux dont la quantité s'élève aux 0,0263 du tannin distillé [4].

---

[1] Davy, Phil. Trans. 1803, p. 241.
[2] *Ibid.*
[3] Trommsdorf, Gehlen's Journ. III, 142.
[4] Proust, Ann. de Chim. XXXV, 35.

13. Berzelius a fait dernièrement, et avec beaucoup d'exactitude, l'analyse du tannin [1]. Il forma d'abord un composé neutre de tannin et d'oxide jaune de plomb, ou un tannate de plomb. Il trouva qu'il consistait en Composition

| | | |
|---|---|---|
| Tannin..... | 100..... | 26,923 |
| Oxide de plomb..... | 52..... | 14. |

Il paraît, d'après cette analyse, qu'un atôme de tannin ne pèse pas moins de 26,923. Nous considérerons le poids d'un atôme de tannin, résultant de cette analyse, comme étant 26,875. Berzelius détermina ensuite les parties constituantes du tannin ainsi qu'il suit :

| | |
|---|---|
| Hydrogène..... | 4,186 |
| Carbone..... | 51,160 |
| Oxigène..... | 44,654 |
| | 100,000 |

Or, la constitution du tannin, ainsi qu'elle est établie par ces nombres, se rapproche de très-près de son poids, tel qu'il dérive du tannate de plomb, savoir :

| | | |
|---|---|---|
| 9 Atômes hydrogène..... | = | 1,125 |
| 18 Atômes carbone..... | = | 13,5 |
| 12 Atômes oxigène..... | = | 12, |
| | | 26,625 |

La différence entre ces deux nombres est équivalente à 2 atômes d'hydrogène. Je regarde comme le plus probable que le nombre 26,625 est celui qui se rapproche davantage de la vérité [2].

14. Telles sont les propriétés jusqu'à présent reconnues du tannin des noix de galle. Il peut rester des doutes sur quelques-unes d'elles, à raison de la difficulté qu'il y a de se procurer le tannin à l'état de pureté. Aussi les chimistes ont-ils cru devoir préférer l'emploi comme réactif, de la dissolution entière de noix de galle.

On fait un très-grand usage de cette dissolution pour la Encre à écrire.

---

[1] Annals of Philosophy. V, 182.

[2] Il est probable que le poids réel est 8,875, c'est-à-dire qu'il diffère de l'acide gallique, comme contenant un atôme de plus d'oxigène.

teinture. Elle forme le principal ingrédient de l'*encre à écrire*. On ignore à quelle époque ce liquide important fut appliqué à cet objet ; mais la composition de l'encre des anciens, analogue à celle dont se servent à présent les imprimeurs, était d'une composition très-différente. Le docteur Lewis a fait un grand nombre d'expériences, et de recherches intéressantes sur la meilleure manière de faire l'encre.

Ce liquide, qui consiste en une dissolution de sulfate de fer dans une infusion de noix de galle, semble devoir principalement sa couleur noire à une combinaison du tannin avec l'oxide de fer, ou peut-être même avec le sulfate de fer, et en partie aussi à la combinaison de l'acide gallique et de l'oxide de fer. On produit le plus beau noir en employant le sulfate de fer et les noix de galle à poids égaux ; mais cette couleur s'affaiblit très-promptement : il faut, pour la rendre permanente, que la proportion des noix de galle soit triple de celle du sulfate de fer. Aucune autre dissolution de fer que le sulfate de ce métal ne produit, avec les noix de galle, la même nuance de noir. Lorsqu'on étend de beaucoup d'eau, le mélange d'infusion de noix de galle et de sulfate de fer, la matière noire se précipite, et forme un sédiment qui n'est plus soluble. Par une addition de bois de campêche, on donne de l'intensité à la couleur noire de l'encre. Le docteur Lewis indique la composition suivante comme devant produire l'encre de la meilleure qualité :

| | |
|---|---|
| Bois de campêche..... | 32 grammes. |
| Noix de galle en poudre. | 96 |
| Sulfate de fer..... | 32 |
| Eau..... | de 12 à 24 kilogrammes. |

On fait bouillir le bois de campêche, et les noix de galle dans l'eau, en ajoutant de ce liquide en proportion de ce qui s'en évapore. On passe le mélange à travers un linge, puis on met dans la liqueur filtrée le sulfate de fer, en y ajoutant en même-temps de 32 à 64 grammes de gomme arabique. Dès que la dissolution de ces substances est opérée, l'encre est bonne à employer *. Quelques-uns recommandent l'addition d'un peu de clous de gérofle en poudre, afin d'empêcher la moisissure.

---

* Lewis's Phil. Comm. p. 377.

15. Proust a annoncé, comme son opinion particulière, qu'il existe, dans les substances végétales, plusieurs espèces de tannin, différentes les unes des autres ; de même qu'il y a diverses espèces d'huiles, de résines, etc. Il a même indiqué plusieurs de ces variétés en présentant leurs caractères distinctifs *.

Espèces de tannin.

Il n'est pas invraisemblable que cette opinion de Proust ne soit fondée, et les expériences de M. Hatchett servent à la confirmer; mais on ne peut l'admettre comme vérité démontrée, que lorsqu'on sera parvenu à découvrir un procédé pour obtenir le tannin parfaitement pur; car jusque-là, les différences que Proust a trouvées entre ses variétés, peuvent être attribuées à la présence de substances étrangères qui masquent les propriétés du tannin. Quoi qu'il en soit, nous reviendrons sur ce sujet, et nous le considérerons d'une manière particulière, dans la seconde partie de cet ouvrage, en y présentant l'énumération des diverses substances qui contiennent le tannin.

## *II. Tannin artificiel.*

Découverte.

Dans le cours de ses expériences sur la carbonisation lente des végétaux, Hatchett eut occasion de reconnaître qu'on pouvait, par un procédé très-simple, former artificiellement une substance ayant des propriétés semblables à celles du tannin des noix de galle. Il donna les détails de cette découverte importante dans deux mémoires qui furent lus à la Société royale en 1805.

Formation.

1. Pour former ce *tannin artificiel*, il suffit de mettre de l'acide nitrique étendu en digestion sur du charbon, jusqu'à ce qu'il soit totalement, ou à-peu-près, dissous. Hatchett, dans le cours de ses expériences, opérait habituellement sur 100 grammes de charbon, et 500 grammes d'acide nitrique d'une pésanteur spécifique de 1,40, étendu de deux fois son poids d'eau. En chauffant ce mélange dans un matras ouvert, il se produisait une vive effervescence, et il y avait dégagement abondant de deutoxide d'azote. Après deux jours de digestion, il ajoutait de l'acide nitrique, et laissait digérer ensuite, jusqu'à ce que la dissolution du charbon fût complète. La liqueur était alors transparente et d'un brun foncé. En l'éva-

* Ann. de Chim. XLII, 94.

porant à siccité, elle donnait pour résidu une masse brune ; c'est le tannin artificiel. Hatchett réussit à en séparer entièrement les dernières portions d'acide nitrique qu'il pouvait avoir retenu, en le dissolvant à plusieurs reprises dans l'eau, et en évaporant, avec ménagement et à une douce chaleur, la dissolution à siccité.

Il obtint ainsi de 100 grammes de charbon 120 grammes de *tannin artificiel,* mais qu'il supposait contenir trois grammes d'humidité.

Propriétés. 2. Le tannin ainsi préparé, est une substance de couleur brune, ayant beaucoup d'éclat, et à cassure vîtreuse ; sa saveur est amère et fortement astringente. Cette substance est inodore.

Le tannin artificiel se dissout aisément dans l'eau froide, avec laquelle il forme une liqueur transparente d'un brun foncé. L'alcool le dissout aussi *.

Précipite la gélatine. 3. La dissolution du tannin artificiel précipite immédiatement de sa dissolution dans l'eau la gélatine ou la colle de poisson. Les précipités de couleur brune, plus ou moins foncée en raison de la force des dissolutions, sont toujours également insolubles dans l'eau, soit à chaud, soit à froid. Pour connaître les proportions des deux substances dans ces précipités, Hatchett fit dissoudre 3gr,237 de tannin artificiel dans 124 grammes d'eau; il précipita ensuite la liqueur par une dissolution de colle de poisson. Il sépara ainsi 2gr,978 de tannin, en état de combinaison avec 5gr,244 de colle de poisson ; d'où il suit que le précipité est composé d'environ

| | |
|---|---|
| 36 | Tannin. |
| 64 | Colle de poisson. |
| 100 | |

En évaporant à siccité la dissolution qui contenait les 0gr,259 de tannin que n'avait pas précipité la colle de poisson, il eut pour résidu une substance d'un brun pâle, cassante, légère, ayant une forte odeur d'écorce de chêne préparée, et spé-

* Il est vraisemblable que l'alcool dont se servit M. Hatchett était faible. Il n'a pas essayé l'action de l'alcool pur. Si le tannin artificiel s'y fût dissous, c'eût été une distinction remarquable entre cette substance et le tannin naturel. J'ai fait l'expérience avec de l'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,800, le plus fort que j'aie pu me procurer. Il formait une dissolution d'un jaune pâle.

cialement lorsqu'elle était dissoute dans l'eau. La dissolution, d'une saveur amère, se rapprochait de plus près, par ses propriétés, de la matière végétale appelée *extractive* que du *tannin;* ce qui prouve que même le tannin artificiel préparé avec le charbon n'est pas exempt de corps étrangers.

4. L'acide sulfurique produit, dans une dissolution de tannin artificiel, un précipité brun abondant, soluble dans l'eau bouillante, et capable de précipiter la gélatine. L'effet de l'acide hydrochlorique est le même. Le tannin artificiel se dissout facilement dans l'acide nitrique, mais sans éprouver d'altération dans ses propriétés, quoiqu'en le distillant à plusieurs reprises avec cet acide. A cet égard, il diffère matériellement de toutes les espèces de tannin naturel qu'on a examinées jusqu'à présent, et que Hatchett a reconnues être entièrement décomposables par l'acide nitrique, quoique dans des degrés différens de facilité. Action des acides.

5. Le tannin artificiel s'unit aisément aux alcalis fixes et volatil. Lorsqu'après avoir évaporé jusqu'à siccité sa dissolution dans l'ammoniaque, on dissout de nouveau le résidu dans l'eau, la nouvelle dissolution ne précipite point la gélatine, à moins qu'on n'y ait préalablement ajouté une petite portion d'acide hydrochlorique, ce qui annonce qu'il retient encore de l'ammoniaque en combinaison. Les alcalis fixes rendent immédiatement plus foncée la couleur de la dissolution du tannin artificiel, et au bout de quelques heures, la liqueur devient trouble. Le carbonate de potasse opère le même effet, et dans peu de temps, il se forme dans la dissolution un dépôt en forme de magma. Des alcalis.

6. Les terres alcalines se combinent avec le tannin artificiel, et ces composés sont peu solubles dans l'eau; c'est par cette raison que les nitrates de chaux, de barite, etc., précipitent la dissolution du tannin artificiel. Des terres.

7. Le tannin artificiel précipite également la plupart des oxides métalliques de leurs dissolutions dans les acides. La couleur de ces précipités est ordinairement brune, tournant à celle chocolat.

8. Le tannin artificiel, jeté sur un fer chaud, répand une odeur semblable à celle de plumes qui brûlent; lorsqu'on le distille dans une cornue, à un feu gradué, il passe d'abord de l'eau, puis de l'acide nitrique, dont il est difficile de le dépouiller entièrement. On voit paraître ensuite une petite Action de la chaleur.

portion d'une liqueur jaune, et en augmentant le feu, il y a dégagement très-rapide de gaz ammoniacal, puis de gaz acide carbonique, accompagné d'une petite portion d'un gaz qui semble avoir les propriétés de l'azote. Il reste dans la cornue un charbon volumineux, dont le poids s'élève aux 0,425 de celui du tannin employé. Ce charbon laisse pour résidu de sa combustion un peu de cendres brunes qui consistent principalement en chaux.

Parties constituantes.

Ces produits de la décomposition du tannin artificiel, par le feu, prouvent évidemment qu'il est composé d'oxigène, d'azote, d'hydrogène et de carbone; et quoique les proportions de ces parties constituantes n'aient pas encore été déterminées, il est évident que c'est celle du carbone qui prédomine.

Telles sont, d'après les expériences de Hatchett, à qui nous devons la connaissance de tous ces faits, les propriétés du tannin artificiel retiré du charbon*. Ce chimiste annonce s'être assuré qu'on peut l'obtenir également de toute espèce de charbon végétal, animal ou minéral, pourvu que celui sur lequel on opère soit bien réellement à l'état de charbon. Mais quoique l'action de l'acide nitrique sur le charbon soit bien le moyen le plus prompt, le plus facile, et qui offre le résultat le plus abondant, cependant il n'est pas le seul par lequel on puisse se procurer le tannin artificiel; Hatchett en indique deux autres, qui sont également propres à opérer la conversion de certaines substances végétales en tannin.

Seconde variété de tannin artificiel.

9. Le premier de ces deux moyens consiste à mettre en digestion avec l'acide nitrique certaines substances, telles que l'indigo, et plusieurs des corps appelés résines, dans la composition desquelles il paraît que le carbone entre dans une proportion qui n'est pas ordinaire. L'indigo, par exemple, se dissout promptement dans l'acide nitrique étendu, et la dissolution, évaporée à siccité avec ménagement, donne un résidu orangé d'une saveur très-amère, soluble dans l'eau, et ayant la propriété de former un précipité insoluble avec la gélatine. Ce précipité ressemble donc au tannin; mais son action sur les sels métalliques est plus faible que celle du

---

* Il semble résulter d'expériences subséquentes de Chevreul, que ce tannin artificiel est un composé d'acide nitrique et de charbon. *Voy.* Ann. de Chim. LXXIII, 36.

tannin provenant du charbon. On obtient une substance semblable en faisant digérer pendant long-temps de l'acide nitrique étendu sur de la résine ordinaire. La plupart des résines et des gommes résines, donnent le même produit, mais on ne l'obtiendrait pas des gommes.

10. L'autre moyen de se procurer le tannin artificiel, consiste à dissoudre des résines et du camphre dans l'acide sulfurique, et à laisser la dissolution en digestion jusqu'à ce qu'elle devienne noire. En la versant alors dans de l'eau froide, il s'en précipite une poudre noire. En mettant cette poudre en digestion dans l'alcool, ce liquide se charge d'une substance brune, soluble dans l'eau et dans l'alcool, qui forme un précipité insoluble avec la gélatine, mais qui n'agit que faiblement sur le sulfate de peroxide de fer. Le camphre donne, par ce procédé, environ la moitié de son poids d'une matière brune résineuse, qui a la propriété de produire un précipité insoluble avec la gélatine, et qui, mis en digestion avec un peu d'acide nitrique, devient absolument semblable au tannin retiré du charbon. Troisième Variété.

Il y a donc ainsi trois espèces de tannin artificiel : 1.° le tannin produit par l'action de l'acide nitrique sur le charbon ; 2.° celui qui s'obtient par la digestion de l'acide nitrique sur l'indigo et les résines ; 3.° celui qu'abandonne la dissolution, précipitée par l'eau froide, des résines ou du camphre dans l'acide sulfurique*.

---

## SECTION XXV.

### *Remarques générales.*

J'ai traité en détail, dans ce chapitre, de tous les acides actuellement connus comme ne contenant d'autre soutien simple de combustion que l'oxigène. Il n'y en a pas moins de quarante-quatre. Les acides ayant seulement une base combustible sont au nombre de vingt, celui des acides combustibles s'élève à vingt-quatre.

Quoiqu'il ait été fait, dans ces dernières années, de très-

---

* C'est dans les mémoires de M. Hatchett qu'on a puisé tous ces faits concernant le tannin artificiel.

grands progrès dans les analyses des acides combustibles; cependant le sujet est d'une nature si difficile, qu'il faut encore bien des expériences avant que leur constitution puisse être considérée comme complétement reconnue. Nous avons tout lieu de nous attendre, d'après la sagacité et l'exactitude connues de Berzelius, qui s'est livré à ce genre de recherches, que cet objet sera parfaitement rempli dans l'état présent de la science. La table qui suit présente une vue synoptique de la composition de ceux de ces acides qui ont été analysés, rangés dans l'ordre de leur plus simple constitution.

Composition des acides combustibles.

| ACIDES. | ATÔMES | | | POIDS d'une molécule intégrante d'acide. |
|---|---|---|---|---|
| | d'hydrogène | de carbone. | d'oxigène. | |
| Oxalique..... | $\frac{1}{12}$ | 2 | 3 | 4,5104 |
| Formique.... | 1 | 2 | 3 | 4,625 |
| Mellitique.... | 1 | 4 | 3 | 6,125 |
| Succinique... | 2 | 4 | 3 | 6,25 |
| Acétique..... | 3 | 4 | 3 | 6,375 |
| Citrique..... | 3 | 4 | 4 | 7,375 |
| Tartarique... | 3 | 4 | 5 | 8,375 |
| Gallique..... | 3 | 6 | 3 | 7,875 |
| Saccholactique ou mucique. | 5 | 6 | 8 | 13,125 |
| Benzoïque.... | 6 | 15 | 3 | 15 |
| Tannin..... | 9 | 18 | 12 | 26,625 |

L'acide oxalique présente, ainsi qu'on l'a déjà observé, une anomalie qui ne peut se concilier avec la théorie atomique; car, d'après elle, on ne peut concevoir l'existence, dans un composé, de la douzième partie d'un atôme d'hydrogène. Cependant l'acide oxalique ne diffère de l'acide formique que par la quantité d'hydrogène qu'il contient, quoique ces deux acides jouissent de propriétés très-différentes.

Les acides succinique et acétique ne diffèrent aussi l'un de l'autre que dans leur proportion d'hydrogène; l'acide acétique contenant un atôme d'hydrogène de plus; mais pour le reste, sa composition est la même que celle de l'acide succinique.

Il n'y a de différence entre les acides acétique, citrique et tartarique, que dans leur proportion d'oxigène. S'il existait une base formée de 3 atômes hydrogène + 4 atômes carbone, ces trois acides appartiendraient à cette base, et alors ils consisteraient en 3, 4 et 5 atômes d'oxigène qui s'y trouveraient respectivement unis.

Il semble résulter de ces deux exemples, que dans les acides combustibles, lorsqu'il y a augmentation dans la proportion d'hydrogène, les autres parties constituantes restant les mêmes, l'acide est plus soluble dans l'eau; mais que si c'est la proportion d'oxigène qui s'accroît, la solubilité de l'acide diminue.

La table présente une très-grande différence de constitution entre l'acide gallique et le tannin, parce que la détermination du nombre des atômes du tannin (ou son nombre équivalent) dérive de l'analyse du tannate de plomb par Berzelius; mais je ne pense pas qu'on puisse avoir grande confiance dans une analyse semblable. Il est très-probable qu'il peut exister un tannate de plomb contenant trois fois autant d'oxide de plomb que le tannate analysé par Berzelius. Or, si nous avions à déterminer la composition d'un tel tannate, en supposant qu'il existe, nous trouverions qu'elle consiste en

| | |
|---|---|
| Hydrogène..... | 3 atômes. |
| Carbone..... | 6 |
| Oxigène..... | 4 |

Ce qui ne différerait de la constitution de l'acide gallique, que par un atôme de plus d'oxigène. La grande facilité avec laquelle ces deux corps sont transformés l'un dans l'autre, rend extrêmement probable la supposition que le tannin est composé ainsi que je viens de l'établir.

Le nombre des acides est si considérable, que des observations générales sur la manière de les distinguer les uns des autres, ne peuvent qu'être extrêmement utiles.

Supposons qu'on ait un acide dont on désire de spécifier le nom.

1. Saturez un peu de cet acide par l'ammoniaque et formez une dissolution neutre. Versez ensuite une goutte ou deux de cette dissolution dans du nitrate de plomb. S'il ne se produit point de précipité, l'acide soumis à l'examen sera l'un ou l'autre des acides ci-après savoir : Méthode pour distinguer les acides.

1. Acide nitrique.
2. Nitreux.
2. Hypophosphoreux.
4. Acétique.
5. Formique.
6. Lactique.
7. Zumique.

2. Faites évaporer à siccité un peu de la dissolution du sel ammoniacal produit avec l'acide essayé, et mettez un peu de ce sel dans quelques gouttes d'acide sulfurique placées sur une baguette de verre ; si l'acide qu'on cherche à connaître est un de ceux nitrique, nitreux, acétique ou formique, il se développera une odeur qui rend facile à déterminer quel est, des quatre acides présumés, celui qui est présent.

3. S'il ne s'exhale point d'odeur, on expose un peu du sel ammoniacal à la chaleur d'une bougie sur une baguette de platine. Si ce sel prend feu en répandant l'odeur de phosphore, l'acide est l'acide hypophosphoreux. Si le sel noircit, se boursouffle et laisse un oxide de plomb, l'acide est l'un ou l'autre des acides lactique ou zumique, qu'on peut distinguer entre eux par les propriétés que nous leur avons assignées en décrivant chacun de ces acides.

4. Si le composé formé par l'ammoniaque et l'acide soumis à l'essai précipite avec le nitrate de plomb, on examine alors l'aspect de ce précipité.

5. Si ce précipité est *rouge*, l'acide est l'acide *chromique*.

6. Si le précipité fait effervescence avec l'acide nitrique en émettant un gaz *dépourvu d'odeur*, l'acide est l'*acide carbonique*.

7. Si le précipité fuse aisément au chalumeau et cristallise en dodécaèdres en se refroidissant, l'acide est l'*acide phosphorique*.

8. Si le précipité, chauffé au chalumeau, se dégage en une fumée blanche ayant l'odeur d'ail, l'acide est l'un ou l'autre des acides *arsénique* ou *arsénieux*.

9. Si le précipité formé dans le nitrate de plomb se dissout en ajoutant une quantité d'eau considérable, et en agitant, l'acide est l'acide *benzoïque*.

10. Si l'acide soumis à l'examen est sous la forme d'une poudre sèche, insoluble dans l'eau, cet acide est l'un ou l'autre des acides

Antimonique,
Antimonieux,
Molybdique,
Molybdeux,
Tungstique,
Columbique.

11. Si cette poudre s'évapore, au chalumeau, en une fumée blanche, ce sera l'un ou l'autre des acides *antimonique* ou *antimonieux*, et on les distingue aisément par la couleur.

12. Si le précipité avec le nitrate de plomb est jaune, et si une baguette d'étain introduite dans la dissolution de l'acide dans un autre acide fait tourner la couleur de cette dissolution au bleu, l'acide essayé est l'*acide molybdique*.

13. Si l'acide, étant sous la forme d'une poudre jaune fondue au chalumeau avec le borax, donne un verre *bleu*, mais avec le phosphate de soude un verre vert, l'acide est l'acide *tungstique*.

14. Si l'acide est sous la forme d'écailles, peu soluble dans l'eau, et qu'étant chauffé au rouge il se fonde en un verre incolore, l'acide est l'acide *borique*.

15. L'*acide sulfurique* se distingue aisément par la propriété qu'il a de former avec le nitrate ou l'hydrochlorate de barite, un précipité blanc insoluble dans l'acide nitrique.

16. L'*acide sulfureux* se reconnaît facilement à son odeur.

17. Les acides *succinique*, *moroxylique*, *bolétique*, *subérique* et *pyrotartarique* peuvent être volatilisés sans éprouver de décomposition, et il est facile de les distinguer les uns des autres par les propriétés particulières que nous avons exposées pour chacun d'eux, dans les sections précédentes.

18. L'*acide oxalique* est bien caractérisé par sa forme cristalline. Lorsqu'il est saturé par l'ammoniaque, il précipite immédiatement la chaux du nitrate ou hydrochlorate neutre de cette base, effet que le tartrate ni le citratre d'ammoniaque ne peuvent produire.

19. On reconnaît l'*acide tartarique* à la propriété qu'il a de produire avec le nitrate ou le sulfate de potasse, un précipité de tartrate acide de cette base.

20. L'*acide gallique* et le *tannin* précipitent le sulfate de fer en un bleu très-foncé ou en noir; avec les autres sels de fer, ils précipitent en pourpre.

21. L'*acide malique* forme avec la chaux un sel soluble que l'alcool précipite de l'eau.

22. L'*acide citrique* cristallise. Il ne précipite point le mercure, le plomb, ou l'argent de l'acide nitrique.

23. L'*acide saccholactique* se dissout à peine dans l'eau; il forme avec la chaux un sel insoluble.

24. La dissolution de l'*acide urique* dans l'acide nitrique, évaporée à siccité, laisse un sédiment de couleur d'*œillet*.

25. Quant aux caractères des acides nouvellement découverts, je renvoie à la description qui a été donnée de ces acides dans les sections précédentes.

---

# DEUXIÈME SUBDIVISION.

## DES COMPOSÉS DE CHLORE AVEC LES SOUTIENS DE COMBUSTION ET LES COMBUSTIBLES.

Cette subdivision peut s'étendre par la suite aussi loin que celle qui précède. Mais comme ce n'est que depuis peu d'années qu'on a commencé à considérer le chlore comme un soutien de combustion, nous n'avons encore qu'une connaissance très-imparfaite des composés qu'il forme. Il nous suffira donc, quant à présent, de diviser cette partie de notre sujet en trois chapitres. Je traiterai, dans le premier, des composés que le chlore forme avec l'oxigène; dans le second, des *chlorures;* et le troisième aura pour objet les acides formés par l'union du chlore avec les combustibles simples.

---

## CHAPITRE PREMIER.

### *Des Composés de chlore et d'oxigène.*

On a vu, dans la première partie de cet ouvrage, que le chlore se combine avec l'oxigène en quatre proportions, et que de ces quatre combinaisons résultent deux oxides et deux acides *. Ce que nous y avons exposé relativement aux oxides, contient tous les faits jusqu'à présent établis qui les concernent. Mais il eût été déplacé d'entrer alors dans les détails de ce qui a rapport aux acides du chlore, parce que les différentes bases avec lesquelles ces acides s'unissent ne nous étaient pas connues. Nous allons donc considérer, dans ce chapitre, les acides produits par l'union du chlore et de l'oxigène.

---

* *Voyez* vol. I, p. 218.

## SECTION PREMIÈRE.

### *De l'Acide chlorique.*

Berthollet soupçonna le premier l'existence de cet acide. Il obtint un chlorate de potasse, en faisant passer un courant de chlore à travers une dissolution dans l'eau de carbonate de potasse, et les propriétés de ce sel le portèrent à conclure qu'il contenait un acide différent du chlore. Chenevix prouva, dans son mémoire sur les *hyperoxymuriates*, publié dans les Transactions philosophiques pour 1802, que l'opinion de Berthollet était fondée : mais il ne put réussir à obtenir l'acide chlorique isolé. Gay-Lussac se le procura dans cet état, en 1814, et il en établit les propriétés [1]. Vauquelin examina depuis les sels que cet acide forme avec les différentes bases [2]. Découverte.

Le procédé qu'employa Gay-Lussac pour obtenir l'acide chlorique à l'état de séparation, consistait à préparer d'abord une certaine quantité de *chlorate de barite*. Il versait ensuite, dans une dissolution étendue de ce sel dans l'eau, de l'acide sulfurique faible, en ajoutant cet acide avec précaution jusqu'à ce que la barite eût été précipitée en totalité. Le sulfate étant alors séparé de la liqueur par le filtre, elle ne consistait plus que dans l'acide chlorique pur, en dissolution dans l'eau. Préparation.

Cette dissolution dans l'eau de l'acide chlorique ainsi obtenu, est incolore. Cet acide n'a point d'odeur, à moins qu'il ne soit très-concentré. Sa saveur est très-acide. Il rougit les couleurs bleues végétales sans les détruire immédiatement ; mais en les laissant exposées à son action pendant quelques jours, elles disparaissent entièrement [3]. La lumière ne le décompose pas. Par une douce chaleur, il peut être concentré, et alors il acquiert une consistance oléagineuse. Soumis à une forte chaleur, il se volatilise en partie sans éprouver d'altération; mais une portion de l'acide se décompose en donnant du chlore et de l'oxigène. Les acides hydrochlorique, hydrosulfurique et sulfureux, mêlés avec Propriétés.

[1] Ann. de Chim. XCI, 108.
[2] *Ibid.* LCV, 91, 113.
[3] Vauquelin, Ann. de Chim, XCV, 94.

l'acide chlorique le décomposent. L'acide nitrique ne lui fait éprouver aucune altération.

L'acide chlorique ne précipite aucun des métaux de leurs dissolutions acides. Il dissout promptement le zinc, en dégageant de l'oxigène, mais il agit lentement sur le mercure. Cet acide, d'après les expériences de Gay-Lussac, est un composé de 1 atôme chlore + 5 atômes oxigène, ou, en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Chlore..... | 4,5 ..... | 100 |
| Oxigène..... | 5 ..... | 111,11 |

Nous allons parler actuellement des sels divers que l'acide chlorique forme avec les différentes bases, autant qu'ils ont été jusqu'à présent examinés. On avait autrefois distingué ces sels par la dénomination de *suroximuriates*, mais Gay-Lussac leur a donné celle de *chlorates*; et nous l'adopterons, comme étant de beaucoup préférable à l'ancienne. Le lecteur observera que le poids d'un atôme d'acide chlorique est 9,5, et que la composition de tous les chlorates peut se déterminer, en concevant que 9,5 de l'acide s'unissent aux poids des bases salifiables indiquées dans la table donnée, vol. I, pag. 594, de cet ouvrage.

Chlorate d'ammoniaque

1. Ce fut Chenevix qui forma et décrivit le premier *le chlorate d'ammoniaque* [1]. Ce sel fut depuis examiné plus particulièrement par Vauquelin [2]. On peut obtenir ce chlorate en faisant dissoudre du carbonate d'ammoniaque dans l'acide chlorique, ou en mêlant ensemble des dissolutions de carbonate d'ammoniaque, et d'un chlorate terreux.

Le chlorate d'ammoniaque cristallise en aiguilles fines. Il est volatil et très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Sa saveur est excessivement piquante. Il fulmine sur un charbon ardent avec une flamme rouge. Lorsqu'il est fortement chauffé, il se décompose avec dégagement de chlore, en état de mélange avec les gaz azote et oxigène, et il reste dans le vaisseau un peu d'hydrochlorate d'ammoniaque. Quoique ce sel n'ait pas été analysé, on ne peut pas douter qu'il ne soit composé de

| | |
|---|---|
| Chlore..... | 9,5 |
| Ammoniaque..... | 2,125 |

---

[1] On hyperoxygenized muriatic acid. Phil. Trans. 1802.

[2] Ann. de Chim. XCV, 97.

2. *Le chlorate de potasse* fut découvert par Berthollet [1], et il a été l'objet de beaucoup de recherches par les chimistes en général. On le prépare en faisant dissoudre une partie de carbonate potasse dans six parties d'eau. On introduit cette dissolution dans un appareil de Woulfe, et on sature la potasse en y faisant passer du chlore [2]. Lorsque la saturation est à-peu-près complète, le chlorate se dépose en cristaux à mesure qu'il se forme. On peut purifier ces cristaux en les redissolvant dans l'eau bouillante; et à mesure que la liqueur refroidit, le chlorate pur cristallise; on fait alors sécher les cristaux entre des feuilles de papier brouillard. Chlorate de potasse.

La forme primitive des cristaux du chlorate de potasse est, suivant Haüy, un prisme rhomboïdal obtus; mais on l'obtient ordinairement en petites lames d'un blanc argentin. Ce n'est seulement qu'en laissant refroidir lentement une dissolution non saturée de ce sel dans l'eau bouillante, ou en abandonnant sa dissolution dans l'eau froide à une évaporation spontanée, qu'il se forme en larges cristaux rhomboïdaux réguliers. Propriétés.

La saveur du chlorate de potasse est fraîche, austère et désagréable; elle a de l'analogie avec celle du nitrate de potasse. Sa pesanteur spécifique est de 1,989 [3]. Lorsqu'il est vivement frotté, il devient phosphorescent, ou plutôt scintillant [4]. Il lui faut 16 parties d'eau pour se dissoudre, à la température de 16° centigr, et 2 parties et demie seulement de ce liquide bouillant [5]. Il n'est pas sensiblement altérable à l'air. Chauffé au rouge, il donne rapidement au-delà du tiers de son poids de gaz oxigène. C'est de ce sel que le gaz oxigène peut s'obtenir à l'état de plus grande pureté. Après que l'effervescence a cessé, il reste du chlorure ordinaire de potassium.

Les propriétés les plus étonnantes du chlorate de potasse,

---

[1] Dans le fait, il fut bien découvert d'abord par le docteur Higgins, qui en fit mention en 1786; mais il paraît qu'alors il l'avait pris par erreur pour du nitrate de potasse. *Voyez* Higgins, *on acetous acid*, etc. p. 180.

[2] Il faut avoir soin de couvrir le flacon qui contient l'alcali, pour le mettre à l'abri du contact de la lumière; autrement, on ne peut obtenir de cristaux de chlorate de potasse, ainsi que cela m'est plus d'une fois arrivé.

[3] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

[4] Fourcroy. III, 221.

[5] Hoyle, Nicholson's Jour. II, 292.

sont celles qu'il manisfeste lorsqu'on le mêle avec des combustibles. Toutes les substances combustibles quelconques le décomposent, et en général, la décomposition est accompagnée de détonations violentes.

Détonations avec les combustibles.

En triturant, dans un mortier, un mélange de trois parties de chlorate de potasse et d'une partie de soufre, ce mélange détone avec grand bruit; le même effet a lieu lorsqu'après avoir placé le mélange sur une enclume on le frappe vivement avec un marteau; enfin ce mélange détone même quelquefois spontanément, sans aucun frottement apercevable, de sorte qu'il faut éviter de conserver ce sel tout formé. Avec le charbon, il produit les mêmes effets, quoique moins violens. C'est à raison de cette étonnante facilité de détonation du chlorate de potasse, que Berthollet crut pouvoir le proposer pour le substituer au nitrate de potasse dans la fabrication de la poudre à canon. L'essai en fut fait à Essonne, en 1788; mais la trituration du mélange de soufre de charbon et de chlorate sous un pilon, ne tarda point à produire une explosion des plus violentes, dont M. Letors et mademoiselle Chevrand, placés près du mortier dans lequel ce mélange d'épreuve se triturait, furent les victimes; et ce premier essai leur coûta la vie. La force de la poudre avec le chlorate de potasse, lorsqu'on parvient à en confectionner, est beaucoup plus considérable que celle de toute autre poudre ordinaire; mais le danger de le préparer, et même d'en faire emploi après sa fabrication, est si grand, qu'il n'est guère présumable qu'on trouve jamais le moyen de substituer avec avantage le chlorate de potasse au nitrate de cette base dans la confection de la poudre à canon ordinaire.

Le phosphore détone aussi avec le chlorate de potasse, par trituration, ou par percussion. Mais il ne faut pas mêler ensemble ces deux corps en quantités plus considérables que celles de 32, ou tout au plus 64 milligrammes de chacun d'eux, autrement l'expérience présenterait quelque danger. Le chlorate de potasse détone aussi par trituration ou percussion avec presque tous les métaux, et le même effet a lieu avec le cinabre, les pyrites, le sucre, les gommes, les huiles, l'alcool, etc. Lorsqu'on projète ce sel sur du platine chauffé au blanc, il ne détone point, mais il se sublime. Cependant la surface du platine est oxidée; car l'acide acétique en dissout une portion; et lorsqu'on verse

de l'hydrocyanate de chaux dans cette dissolution, le liquide se trouble et devient d'un blanc verdâtre [1]. En triturant, dans un mortier, du chlorate de potasse avec un peu de toile de coton, il se produit de petites explosions répétées, dont le bruit ressemble à celui de coups de fouet, et si la toile de coton est sèche et chaude, elle prend feu quelquefois; mais cela arrive toujours lorsqu'après avoir continué pendant quelque temps la trituration, on verse de l'acide sulfurique sur la toile de coton. Lorsqu'on ajoute de l'acide nitrique à un mélange de chlorate de potasse et de phosphore, il y a production, par intervalles, et pendant un temps considérable, de bleuettes de feu [2].

Berthollet fit connaître le premier la théorie de ces explosions. L'oxigène de l'acide se combine avec le combustible, en abandonnant en même-temps une certaine quantité de calorique : la trituration ou la percussion n'agissent simplement qu'en amenant les molécules qui se combinent dans la sphère de leur action réciproque.

On a déduit la composition de l'acide chlorique, de l'analyse du chlorate de potasse. Comme ce sel peut être formé directement en faisant dissoudre du carbonate de potasse dans l'acide chlorique, il semble qu'on en peut avec raison conclure qu'il ne consiste qu'en acide chlorique et en potasse unis ensemble. 100 parties de chlorate de potasse chauffé au rouge, abandonnent, d'après les expériences de Berzelius, 38,69 parties d'oxigène, et laissent pour résidu 60,94 parties de chlorure de potassium. Ce chlorure est composé de Composition.

| | |
|---|---|
| Potassium..... | 32,07 |
| Chlore..... | 28,87 |
| | 60,94 |

Le potassium existant dans le sel à l'état de potasse, doit s'être combiné avec les 0,20 de son poids d'oxigène, ou 6,41 parties; en retranchant cette quantité des 38,69 parties d'oxigène émises par le sel, il restera 32,28 parties pour la quantité d'oxigène dans l'acide chlorique. Cet acide doit donc consister en

| | | |
|---|---|---|
| Chlore..... | 28,87 ..... | 4,5 |
| Oxigène..... | 32,28 ..... | 5,03 |

[1] Morveau, Ann. de Chim. XXV, 18.
[2] Collier, Manchester Mem. V, 229.
[3] Ann. de Chim. LXXX, 97.

Ou en 1 atôme chlore + 5 atômes oxigène; et le chlorate de potasse doit être formé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide chlorique..... | 9,5 ..... | 100 |
| Potasse..... | 6,0 ..... | 63,157 |

Chlorate de soude.

3. Chenevix doit être considéré comme le premier chimiste qui ait publié une description du *chlorate de soude;* car on ne peut pas regarder comme telle, la courte notice de Dolfuz et de Gadolin sur ce sel [1]. On le prépare de la même manière que le chlorate de potasse; mais il est difficile de l'obtenir pur, parce qu'il est à-peu-près aussi soluble dans l'eau que l'hydrochlorate de soude.

Chenevix parvint à se procurer un peu de chlorate de soude à l'état de pureté, en dissolvant dans l'alcool des mélanges d'hydrochlorate et de chlorate de soude, et en les faisant cristalliser à plusieurs reprises; mais la manière la plus facile de préparer ce chlorate, consiste à saturer l'acide chlorique par du carbonate de soude. Il faut, pour que le sel cristallise, que sa dissolution soit évaporée jusqu'à une consistance presque sirupeuse. Ses cristaux sont sous la forme de lames carrées, et semblables à ceux du chlorate de potasse. Sa saveur est fraîche et très-piquante.

Le chlorate de soude se fond en globules sur les charbons ardens, en répandant une lumière jaune. Suivant Vauquelin, 500 parties de carbonate de soude sec produisent 1100 parties de chlorate de soude cristallisé.

Ce chlorate, soumis à la distillation, donne du gaz oxigène mêlé d'un peu de chlore, et le sel résidu a les propriétés alcalines. Ce chlorate est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Chlore..... | 9,5 ..... | 100 |
| Soude..... | 4 ..... | 42,1 |

Composition.

Ces nombres ne diffèrent pas beaucoup de la détermination de Chenevix, qui a trouvé le chlorate de soude formé de

| | |
|---|---|
| 66,2 | acide. |
| 29,6 | soude. |
| 4,2 | eau. |
| 100,0 | [2]. |

[1] Ann. de Chim. I, 227.
[2] Chenevix, on hyperoxygenized muriatic acid. Phil. Trans. 1802.

4. On peut obtenir le *chlorate de chaux* et le purifier de la même manière que ceux dont nous allons traiter. Ce chlorate est très-déliquescent, et lorsqu'il est chauffé légèrement il se fond dans son eau de cristallisation. L'alcool le dissout en grande quantité. Sa saveur est piquante et amère, et lorsqu'on le laisse fondre dans la bouche, il produit une forte sensation de froid. Les parties constituantes de ce chlorate sont : Chlorate de chaux.

| | | |
|---|---|---|
| Acide chlorique..... | 9,5 ..... | 100 |
| Chaux..... | 3,625..... | 38,16 |

D'après l'analyse de Chenevix, il est composé de

| | |
|---|---|
| 55,2 | acide. |
| 28,5 | chaux. |
| 16,5 | eau. |
| 100,0 | *. |

5. Il est beaucoup plus facile de se procurer les chlorates alcalins que ces sels à bases terreuses, dont l'affinité entre leurs parties constituantes semble être beaucoup plus faible. Le meilleur moyen à employer pour obtenir le chlorate de barite, consiste à délayer dans de l'eau chaude une certaine quantité de cette terre préparée par la méthode de Vauquelin, et à faire passer à travers cette liqueur, maintenue chaude, un courant de vapeur de chlore. On produit ainsi le mélange ordinaire d'hydrochlorate et de chlorate; or ces deux sels, lorsqu'ils ont la barite pour leur base, jouissant au même degré de la faculté de dissolubilité, et se ressemblant entre eux par la forme de leurs cristaux, on ne peut les obtenir séparément par des cristallisations répétées. Chenevix y parvint cependant à l'aide du procédé ingénieux suivant. Lorsqu'on fait bouillir du phosphate d'argent dans des dissolutions d'hydrochlorates terreux, il a la propriété de les décomposer. L'acide phosphorique se combine avec la terre, et l'acide hydrochlorique avec l'oxide d'argent: mais le phosphate d'argent ne fait pas éprouver un semblable changement aux chlorates terreux ; or le phosphate de barite et le chlorure d'argent sont l'un et l'autre insolubles dans l'eau ; d'où il suit, qu'en faisant bouillir du phosphate d'argent dans Chlorate de barite.

* Chenevix, on hyperoxygenized muriatic acid. Phil. Trans. 1802.

une dissolution d'hydrochlorate et de chlorate de barite, l'hydrochlorate de barite est décomposé en totalité, et converti en chlorure d'argent et en phosphate de barite qui sont insolubles, et il ne reste en dissolution que le chlorate de barite.

Le chlorate de barite cristallise en prismes carrés, terminés par une face oblique. Sa saveur est piquante et austère. Il exige, pour se dissoudre, quatre fois son poids d'eau froide. Cette dissolution n'est précipitée ni par le nitrate d'argent, ni par l'acide hydrochlorique. Ce chlorate est insoluble dans l'alcool. Chauffé, il perd les 0,39 de son poids, ce qui est dû à l'oxigène dégagé. Le résidu a les propriétés alcalines [1]. Le chlorate de barite est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide chlorique..... | 9,5 .... | 100 |
| Barite..... | 9,75.... | 102,63 |

Suivant l'analyse de Chenevix, ses parties constituantes sont :

| | |
|---|---|
| 47,0 | acide. |
| 42,2 | barite. |
| 10,8 | eau. |
| 100,0 [2] | |

Chlorate de strontiane.

6. Chenevix prépara et purifia le *chlorate de strontiane* de la même manière que celui de la dernière espèce, avec lequel en effet il a la plupart de ses propriétés communes. Ce chlorate est déliquescent, et plus soluble dans l'alcool que l'hydrochlorate de strontiane. Il cristallise en aiguilles qui se fondent dans la bouche en produisant une sensation de froid. Sur les charbons ardens, il fuse rapidement en produisant une belle flamme pourpre. Il est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide chlorique..... | 9,5.... | 100 |
| Strontiane..... | 6,5.... | 68,42 |

Composition.

Et suivant l'analyse de Chenevix, ses parties constituantes sont :

| | |
|---|---|
| Acide..... | 46 |
| Strontiane.. | 26 |
| Eau..... | 28 |
| | 100 [3] |

[1] Vauquelin, Ann. de Chim. XCV, 100.
[2] Chenevix, on hyperoxygenized muriatic acid. Phil. Trans. 1802.
[3] *Ibid.*

7. Ce sel peut être préparé de la même manière que le chlorate de chaux, auquel il ressemble dans la plupart de ses propriétés. Il est composé de Chlorate de magnésie.

| | | |
|---|---|---|
| Acide chlorique.... | 9,5.... | 100 |
| Magnésie..... | 2,5.... | 26,31 |

Ses parties constituantes sont, d'après l'analyse de Chenevix, de

| | |
|---|---|
| Acide..... | 60 |
| Magnésie.. | 25,7 |
| Eau..... | 14,3 |
| | 100,0 [1] |

8. Il n'existe point de *chlorate de fer*, autant que cela nous est jusqu'à présent démontré. La dissolution du fer dans l'acide chlorique s'opère très-rapidement sans développement d'aucun gaz. Le fer passe très-promptement à l'état d'oxide rouge, aux dépens de l'acide chlorique qu'il décompose. Lorsqu'on fait passer un courant de chlore à travers de l'eau tenant de l'oxide rouge de fer en suspension, l'oxide est dissous; mais le composé n'est autre chose qu'une combinaison du chlore avec l'oxide rouge, peroxide de fer, ou un perchlorure de ce métal [2]. Chlorate de fer.

9. On peut préparer le *chlorate de zinc* en faisant dissoudre du carbonate de zinc dans l'acide chlorique. L'acide carbonique est dégagé; mais l'oxide de zinc sature difficilement l'acide chlorique. La dissolution a une saveur très-astringente; évaporée en consistance sirupeuse, elle cristallise en octaèdres surbaissés. La dissolution de ce sel dans l'eau ne précipite point le nitrate d'argent. Il fuse sur les charbons ardens en produisant une lumière jaune, mais sans détonation. Mêlé avec de l'acide sulfurique, il devient d'un rouge orangé; il se manifeste une légère effervescence, mais l'acide chlorique n'est pas décomposé; car lorsque le mélange de l'acide sulfurique et du chlorate de zinc est étendu d'eau, il ne précipite pas la dissolution d'argent [3]. Chlorate de zinc.

L'acide chlorique dissout le zinc sans qu'il se produise d'effervescence. Il paraîtrait, d'après les expériences de

---

[1] Chenevix, on hyperoxygenized muriatic acid. Phil. Trans. 1802.
[2] Vauquelin, Ann. de Chim. XCV, 121.
[3] *Ibid.* p. 115.

Vauquelin, que la dissolution est un mélange de chlorate de zinc et de chlorure de ce métal. Si l'on fait passer un courant de vapeur du chlore à travers une eau tenant du carbonate de zinc, les deux mêmes composés paraissent s'être formés [1].

Chlorate de plomb.

10. On peut se procurer le *chlorate de plomb* en faisant dissoudre du protoxide de plomb réduit en poudre fine, dans l'acide chlorique. La dissolution a une saveur très-sucrée et astringente. Par une évaporation spontanée, elle fournit des cristaux en lames brillantes. Le chlorate de plomb fuse sur les charbons ardens, en répandant une fumée blanche et en laissant sur les charbons quelques globules de plomb métallique. A la distillation, il donne du gaz oxigène mêlé d'un peu de chlore. La quantité de cet oxigène dégagé, s'élève au 0,20 environ du poids du sel. L'acide sulfurique et les alcalis précipitent en blanc la dissolution du chlorate de plomb [2].

En faisant passer des vapeurs de chlore sur du protoxide de plomb en poudre fine délayé dans l'eau, une portion de l'oxide est convertie en peroxide de plomb, et une autre portion est transformée en chlorure de plomb. Il n'y a aucune production quelconque de chlorate.

Chlorate de cuivre.

11. Le peroxide de cuivre se dissout aisément dans l'acide chlorique, mais il n'est pas possible d'opérer avec cet oxide la neutralisation parfaite de l'acide. Le *chlorate de cuivre* cristallise difficilement; il a une couleur verte. Mis sur les charbons ardens, il fuse légèrement en produisant une flamme verte. Un papier trempé dans la dissolution de ce sel, brûle avec une très-belle flamme verte, et à une température inférieure à celle qui serait nécessaire pour enflammer le papier seul [3].

Protochlorate de mercure.

12. L'acide chlorique dissout facilement le protoxide de mercure. A mesure que la saturation s'opère, le *protochlorate de mercure* se précipite sous la forme de grains jaunâtres. Ce protochlorate a beaucoup de l'apparence du phosphate d'argent. Il a une saveur mercurielle, et il ne se dissout qu'en très-petite quantité dans l'eau bouillante. Dès qu'on com-

---

[1] Vauquelin, Ann. de Chim. XCV, 118.
[2] *Ibid* p. 127.
[3] *Ibid*. p. 133.

mence à le chauffer, il détone en donnant du gaz oxigène, et il se forme du perchlorure de mercure [1].

13. Ce sel fut obtenu pour la première fois par Chenevix. On peut le former aisément en faisant dissoudre du peroxide de mercure dans l'acide chlorique. Le *perchlorate de mercure* cristallise en aiguilles ; il est assez soluble dans l'eau, et sa saveur, extrêmement forte, a de l'analogie avec celle du perchlorure de mercure. Il est toujours avec excès d'acide. Chauffé dans un tube de verre, il donne une grande quantité d'oxigène, et il reste une matière jaune, qui paraît être un mélange de peroxide de mercure, de perchlorure, et de protochlorure de ce métal. La première portion d'oxigène se dégage avec rapidité ; mais le développement de la dernière portion de ce gaz n'a lieu que quand la température est considérablement élevée [2]. Perchlorate de mercure.

14. Ce sel, qui fut découvert par Chenevix, se prépare en faisant bouillir du phosphate d'argent dans du chlorate d'alumine, ou en faisant dissoudre de l'oxide d'argent dans l'acide chlorique. Le *chlorate d'argent* est soluble dans deux parties d'eau chaude ; mais à mesure que la dissolution refroidit, il cristallise en petits rhomboïdes opaques et pesans, semblables aux nitrates de plomb ou de barite. Le chlorate d'argent se dissout dans l'alcool ; l'acide hydrochlorique le décompose, ainsi que l'acide nitrique, et même l'acide acétique. La dissolution du chlorate d'argent est précipitée par une addition de chlore. Chlorate d'argent.

Le chlorate d'argent, exposé à une chaleur modérée, se fond : il y a dégagement d'oxigène et il reste du chlorure d'argent. Mêlé avec la moitié de son poids de soufre, il détone par une légère percussion, avec une violence prodigieuse. L'éclair est vif et blanc, accompagné d'un bruit aigu : l'argent est réduit et volatilisé [3].

Les autres chlorates sont encore inconnus.

---

[1] Vauquelin, Ann. de Chim. XCV, p. 103.

[2] *Ibid.* p. 107.

[3] Chenevix, on the oxigenized and hyperoxygenized muriatic acid. p. 39.

## SECTION II.

### *De l'Acide perchlorique.*

Cet acide n'a encore été examiné jusqu'à présent que par le comte Von Stadion. Tous les faits qui me sont connus relativement à cet acide, ont été exposés dans la première partie de cet ouvrage *. Comme il me reste quelques doutes sur l'exactitude de la description que le Comte a donnée du perchlorate de potasse, et par suite sur l'existence de cet acide particulier, je pense qu'il est très à désirer que ses expériences soient vérifiées en les répétant.

## CHAPITRE II.

### *Des Chlorures.*

Le chlore paraît être susceptible de se combiner avec tous les combustibles simples, le carbone excepté. On a donné à ces composés, lorsqu'ils ne jouissent pas des propriétés acides, la dénomination de *chlorures*. Ils ont de l'analogie avec les oxides, et sont probablement en aussi grand nombre que ces corps; mais comme ce n'est que depuis un petit nombre d'années que les chimistes ont reconnu les chlorures comme formant une classe distincte de corps, il n'est pas étonnant qu'ils n'aient pas encore été tous examinés. J'ai pensé que, dans l'état actuel de nos connaissances, il était plus convenable de parler des différens *chlorures*, en traitant de leurs bases diverses. Le lecteur les trouvera donc décrits dans le chapitre qui a pour objet les *combustibles simples*.

* *Voy.* vol. I, p. 223.

## CHAPITRE III.

*Des Composés acides de chlore et d'un combustible.*

Nous ne connaissons actuellement que deux acides de cette nature. Le premier est le composé de chlore et d'hydrogène qui constitue l'acide bien connu, appelé *acide muriatique*, auquel on a donné depuis, à raison de sa formation, le nom d'*acide hydrochlorique*. Le second consiste en une combinaison de chlore avec l'oxide de carbone, et par conséquent en deux *soutiens de combustion*, le chlore et l'oxigène unis à un *combustible* simple, le *carbone*. On peut le désigner par la dénomination *d'acide chloro-oxicarbonique*. John Davy, qui en a fait la découverte, lui a donné le nom de *gaz phosgène*. La description des propriétés de ces deux acides sera l'objet de deux sections suivantes.

### SECTION PREMIÈRE.

*De l'Acide hydrochlorique.*

I. Il paraît que l'acide muriatique, dont on a, dans ces derniers temps, remplacé le nom par celui d'acide hydrochlorique, fut connu des alchimistes. Je trouve qu'il en est fait mention dans les écrits de Basile Valentin. Mais Glauber me semble être le premier chimiste à qui nous devons le procédé au moyen duquel on l'obtient encore actuellement, celui de la distillation d'un mélange d'acide sulfurique et de sel commun. On le distingua par les noms d'*esprit de sel*, d'*acide marin* et d'*acide muriatique* [1], par la raison sans doute qu'on le retirait du *sel commun* ou *sel marin*. Cavendish obtint le premier cet acide à l'état gazeux, et il annonça ce résultat dans son mémoire, *on factitious airs*, publié en 1776 [2]; mais il négligea de rechercher la nature du fluide élastique qu'il était parvenu à former. Elle fut reconnue Histoire.

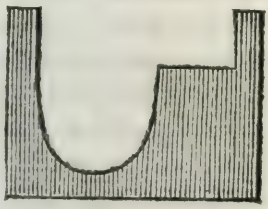
[1] Le terme *muria* est employé par Cicéron, pour *saumure* ou *eau salée*.

[2] Phil. Trans. Vol. LVI, p. 157.

depuis par Priestley, qui ayant repris ce sujet, établit de plus les propriétés du gaz acide muriatique, et qui par conséquent peut être considéré comme l'ayant véritablement découvert [1]. Schéele ayant eu pour la première fois connaissance, en 1774, du chlore à l'état de gaz, considéra la composition de l'acide muriatique, comme consistant dans l'union du *chlore* et du *phlogistique*. Par phlogistique, il entendait désigner l'*hydrogène*; ainsi donc, suivant l'opinion de Schéele, l'acide appelé muriatique, est un composé de chlore et d'hydrogène. Cette opinion resta dans l'oubli pendant bien des années; mais Humphry Davy la fit revivre en 1810, en conséquence, principalement, des expériences de Gay-Lussac et Thenard. Celles en grand nombre faites par Davy, aidé de la découverte subséquente de l'iode, et l'analogie frappante de cette dernière substance avec le chlore, semblent avoir actuellement établi la théorie de Schéele. Elle est adoptée comme la véritable, par presque tous les chimistes distingués en Europe [2].

Préparation. On peut obtenir le gaz acide hydrochlorique à l'état de pureté par le procédé qui suit.

On se procure une petite cuve pneumatique, creusée dans un seul bloc de bois d'environ 356 millimètres de long sur 178 de large et 152 d'épaisseur. Après avoir creusé ce bloc à la profondeur de 25 millimètres, on en laisse 76 pour former une tablette sur un côté, et on coupe tout le reste à une profondeur convenable, en ayant soin de donner aux parois du fond une forme circulaire. La figure représente une coupe de cette cuve. A 50 millimètres de chaque extrémité on pratique sur la tablette une fente ou trou de 25 millimètres de profondeur, et assez large pour recevoir l'extrémité de petits tubes de verre ou les pointes de petites cornues. On remplit la cuve de mercure à la hauteur de 6 à 7 millimètres au-dessus de la surface de la tablette. On a de petites cloches de verre d'une



[1] Priestley, on Air. II, 276.

[2] Berzelius présente presque la seule exception à cet égard. Ce chimiste éminent adhère encore à l'ancienne doctrine, que le *chlore* est un composé d'acide *muriatique* et d'*oxigène*.

très-grande épaisseur et d'une dimension proportionnée à celle de la cuve. Après avoir rempli l'une de ces cloches de mercure, en la plongeant dans la cuve, on la place sur la tablette au-dessus de l'un des trous ; pour l'y maintenir dans sa position, le moyen qui convient le mieux est d'avoir un cylindre de laiton de 50 millimètres de haut, vissé sur le bord de la cuve, vis-à-vis le bord de la tablette. Au sommet de ce cylindre on fixe deux morceaux applatis de laiton, se terminant chacun en un demi-cercle librement mobile sur le cylindre, et formant, par leur réunion, un bras de laiton dont le centre est justement au-dessus du milieu du trou dans la tablette, lorsqu'il est tourné de manière à être parallèle au bord de cette tablette. Ce cercle a pour objet d'embrasser la cloche ; et comme il est formé de deux pièces distinctes, sa dimension peut être réduite ou augmentée à volonté ; et par le moyen d'un curseur de laiton, on le fait retenir fermement la cloche.

L'appareil étant ainsi disposé, on introduit dans une petite cornue 60 ou 90 grammes de sel marin ordinaire, et on y verse ensuite une quantité égale d'acide sulfurique. On plonge le bec de la cornue au-dessus de la surface du mercure dans la cuve, et l'on expose, à la chaleur d'une lampe, la partie de cette cornue qui contient le sel. Il se produit une vive effervescence ; et des bulles d'air se dégageant en abondance du bec de la cornue, s'élèvent, à la surface du mercure, en une fumée blanche visible, d'une odeur particulière. Lorsqu'on a laissé s'échapper ainsi nombre de ces bulles jusqu'à ce que tout l'air ordinaire qui existait auparavant dans la cornue ait été déplacé, on en plonge le bec dans le trou de la tablette au-dessus duquel la cloche de verre a été placée. Les bulles qui se dégagent entrent dans cette cloche ; elles en déplacent le mercure, et la remplissent de gaz, qui, ainsi obtenu, est le *gaz acide hydrochlorique*, ayant les propriétés, savoir :

1. D'être invisible comme l'air, et indéfiniment susceptible comme lui de contraction et d'expansion. Il a une odeur particulière ; et lorsqu'il se trouve en contact avec l'air de l'atmosphère, il devient visible par la fumée blanche qu'il forme à raison de l'avidité avec laquelle il en absorbe l'humidité. Il rougit les couleurs bleues végétales, et sa saveur est très-acide. Propriétés.

2. Sa pesanteur spécifique est de 1,2847, celle de l'air

étant 1 ; d'où il suit qu'un décimètre cube de gaz acide hydrochlorique, à la température d'environ 16° centigrades et sous la pression de 76 centimètres de mercure, pèse 1$^{gr}$,546.

Ne peut entretenir la combustion ni la vie.

3. Les animaux ne peuvent respirer ce gaz ; lorsqu'ils sont plongés dans une cloche qui en est remplie, ils y périssent très-promptement dans des convulsions. Aucun corps combustible quelconque ne peut y brûler. Il est remarquable cependant, qu'il produit un très-grand effet sur la flamme des corps combustibles ; car, en plongeant une bougie allumée dans ce gaz, on peut observer que la flamme prend une couleur verte un moment avant qu'elle s'éteigne, et la même teinte se manifeste aussitôt après que la bougie a été allumée *.

Absorbé par l'eau.

4. Si l'on fait passer un peu d'eau dans une cloche remplie de gaz acide hydrochlorique, placée sur le mercure, le gaz disparaît dans un instant en totalité, le mercure monte, remplit la cloche en poussant l'eau vers son extrémité supérieure. Cet effet résulte de la très-grande affinité de ce gaz pour l'eau. Dès qu'il est en contact avec elle, il s'y combine et prend la forme d'un liquide ; ou, ce qui est la même chose, l'eau absorbe le gaz. C'est donc toujours sur le mercure qu'il faut opérer avec le gaz acide hydrochlorique. On n'en obtiendrait pas du tout à travers l'eau, et même celle de la cuve entrerait dans la cornue et la remplirait complètement. C'est cette affinité du gaz acide hydrochlorique pour l'eau qui occasionne la fumée blanche rendue sensible lorsqu'il a le contact de l'air de l'atmosphère, il absorbe la vapeur d'eau qui y existe toujours. La dissolution de ce gaz dans l'eau, prend le nom d'*acide hydrochlorique*.

Proportion.

Seize centimètres cubes d'eau, à la température de 16° centigrades et sous la pression de 75 centimètres de mercure, absorbent huit décimètres cubes de gaz acide hydrochlorique, qui équivalent au poids d'environ 12,4 grammes ; d'où il suit que l'eau, ainsi imprégnée, contient au-delà de la moitié de son poids d'acide hydrochlorique, dans le même état de pureté que lorsqu'il était sous forme gazeuse. Je fis passer un courant du gaz à travers de l'eau jusqu'à ce que ce liquide refusât d'en absorber davantage. La pesanteur spéci-

* Priestley. II, 293.

fique de l'acide ainsi obtenu, était de 1,203. Si nous supposons que l'eau, dans cette expérience, absorba autant de gaz que dans la dernière, il s'ensuivra que 6 parties d'eau, en se saturant de ce gaz, acquirent assez d'expansion pour occuper à-peu-près le volume de 11 parties; mais, dans tous mes essais, l'expansion ne fut que de 9 parties. Elle indiquerait une pesanteur spécifique de 1,477; et cependant je n'ai trouvé réellement à l'eau ainsi saturée, que celle de 1,203. Cette différence ne proviendrait-elle pas de ce qu'il s'échappe du gaz pendant qu'on vérifie la pesanteur spécifique?

L'eau s'échauffe en absorbant le gaz acide hydrochlorique. La glace absorbe aussi ce gaz, et en même-temps elle se liquéfie. La quantité de gaz absorbée par l'eau, diminue à mesure que le degré de chaleur de ce liquide augmente; et à celle de l'ébullition, toute absorption cesse d'avoir lieu. En chauffant l'eau imprégnée du gaz, il en est chassé sans éprouver d'altération. Ainsi en chauffant l'acide hydrochlorique ordinaire du commerce, on peut en obtenir le gaz acide hydrochlorique. C'est par ce procédé que Priestley se le procura le premier.

L'acide hydrochlorique ainsi obtenu, est incolore. Il a une odeur forte et piquante, semblable à celle du gaz; et lorsqu'il a le contact de l'air, il émet continuellement des vapeurs blanches visibles. L'acide hydrochlorique du commerce est toujours d'un jaune pâle, ce qui est dû à une petite portion de fer qu'il tient en dissolution. Propriétés.

Comme l'acide hydrochlorique ne peut être convenablement employé que dans son état de dissolution dans l'eau, il importe beaucoup de connaître combien une quantité donnée d'acide hydrochlorique liquide, d'une densité particulière, contient d'acide pur. Dalton* a formé la table qui suit, des quantités d'acide réel que contient l'acide liquide de densités différentes; et cette table, il l'a principalement établie d'après les expériences de Kirwan.

---

* New System of Chemical Philosophy. II, 295.

| ATÔMES d'acide | ATÔMES d'eau. | ACIDE POUR CENT. en poids. | ACIDE POUR CENT. en mesure. | PESANTEUR spécifique. | TERME d'ébullition. degrés centig. |
|---|---|---|---|---|---|
| 1 + | 1 | 73,3 | — | — | — |
| + | 2 | 57,9 | — | — | — |
| + | 3 | 47,8 | 71,7 ? | 1,500 ? | 16° ? |
| + | 4 | 40,7 | — | — | — |
| + | 5 | 35,5 | — | — | — |
| + | 6 | 31,4 | — | — | — |
| + | 7 | 28,2 | — | — | — |
| + | 8 | 25,6 | 30,5 | 1,99 | 49 ? |
| + | 9 | 23,4 | 27,5 | 1,181 | 63 ? |
| + | 10 | 21,6 | 25,2 | 1,166 | 77 |
| + | 11 | 20,0 | 23,1 | 1,154 | 88 |
| + | 12 | 18,7 | 21,4 | 1,144 | 100 |
| + | 13 | 17,5 | 19,9 | 1,136 | 103 |
| + | 14 | 16,4 | 18,5 | 1,127 | 106 |
| + | 15 | 15,5 | 17,4 | 1,121 | 109 |
| + | 20 | 12,1 | 13,2 | 1,094 | 111 |
| + | 25 | 9,91 | 10,65 | 1,075 | 109 |
| + | 30 | 8,40 | 8,93 | 1,064 | 107 |
| + | 40 | 6,49 | 6,78 | 1,047 | 106 |
| + | 50 | 4,21 | 5,39 | 1,035 | 104 |
| + | 100 | 2,65 | 2,70 | 1,018 | 102 |
| + | 200 | 1,36 | 1,37 | 1,009 | 101 |

Composition.

5. Si après avoir mêlé ensemble, à volumes égaux, des gaz chlore et hydrogène, on expose le mélange aux rayons directs du soleil, ou si on le fait traverser par une étincelle électrique, il se produit une explosion; les deux gaz se combinent sans aucun changement de volume, et ils sont convertis en gaz acide hydrochlorique; d'où il suit que cet acide est un composé de volumes égaux des deux gaz, ou, en poids, de

| | | |
|---|---|---|
| Hydrogène..... | 0,125..... | 1 |
| Chlore..... | 4,5..... | 36 |

De manière que l'acide hydrochlorique contient les 0,027 de son poids d'hydrogène, et les 0,973 de son poids de chlore.

II. L'acide hydrochlorique ne semble susceptible de s'unir avec aucun des soutiens simples de la combustion.

III. Plusieurs des combustibles simples peuvent décomposer l'acide hydrochlorique en s'unissant avec le chlore, qui en est la principale partie constituante; c'est ce qui a lieu à l'égard du plus grand nombre des métaux. Pour produire cet effet, on opère la combinaison des oxides métalliques avec l'acide hydrochlorique, et on expose à une forte chaleur les hydrochlorates qui résultent de ces combinaisons. En général, l'oxigène des oxides s'unit à l'hydrogène de l'acide hydrochlorique et se sépare à l'état d'eau, tandis que la base métallique, restant combinée avec le chlore, forme un chlorure. Cependant cette décomposition n'a pas toujours lieu ainsi; quelquefois l'acide hydrochlorique est enlevé par la chaleur, en laissant l'oxide sans avoir éprouvé de décomposition.

IV. L'acide hydrochlorique se combine avec les différentes bases salifiables, et il en résulte un genre de sels appelés *hydrochlorates*. Hydrochlorate.

Je crois devoir donner ici la description des hydrochlorates, parce qu'ils ne peuvent être convenablement placés parmi les sels composés d'acides qui contiennent l'oxigène.

1. L'*hydrochlorate d'ammoniaque* est le sel qui a été depuis plusieurs siècles d'un usage commun, sous le nom de sel ammoniac. Mais je n'ai aucune preuve que les anciens en aient eu connaissance. Tournefort paraît avoir déterminé les parties constituantes de ce sel en 1700. Geoffroy jeune les fit connaître par expériences en 1716 et 1723 [1], et depuis elles furent établies avec plus de précision par Duhamel en 1735 [2]. Depuis un grand nombre d'années tout le sel ammoniac qu'on employait en Europe y était apporté d'Egypte; mais on le fabrique actuellement en grandes quantités en Angleterre et sur le Continent. Hydrochlorate d'ammoniaque.

L'hydrochlorate d'ammoniaque (sel ammoniac), est habituellement sous la forme de gateaux durs élastiques; mais en le dissolvant dans l'eau, et en évaporant convenablement la dissolution, on parvient à l'obtenir en cristaux. La forme primitive de ces cristaux est, suivant Haüy, l'octaèdre, et celle de sa mo- Propriétés.

---

[1] Mém. Par.

[2] *Ibid.*

lécule intégrante, le tétraèdre [1]; mais ce sel cristallise le plus fréquemment en longues pyramides à quatre faces; ses cristaux affectent souvent aussi la forme de barbes de plume, et chacun d'eux est une pyramide hexaèdre allongée.

La pesanteur spécifique de ce sel, selon les expériences de Watson, est 1,450 [2]. La densité de sa dissolution aqueuse saturée à la température d'environ 6° centigrades, est 1,072.

Ce sel, dans son état compact ordinaire de sel ammoniac, se dissout dans 3,25 fois son poids d'eau froide [3]; mais ses cristaux n'en exigent pour leur dissolution, suivant Gren, que 2,727 fois leur poids de ce liquide à la température de 10° centigrades [4]. Wenzel le trouva soluble dans 2,24 parties d'eau, à la température de 62° cent. [5]. 100 parties d'alcool, d'une force de 0,8 34, se chargent de 1,5 parties de ce sel.

L'hydrochlorate d'ammoniaque, dans sa forme ordinaire, de masse opaque, est peu affecté par l'air; mais ses cristaux sont susceptibles d'en attirer l'humidité.

Chauffé, il se sublime, sans décomposition, sous la forme d'une fumée blanche, qui exhale une odeur particulière.

En faisant sublimer l'hydrochlorate d'ammoniaque avec une feuille d'or, on trouve dans le col de la cornue une matière de couleur améthyste tirant sur le pourpre, soluble dans l'eau, et formant avec ce liquide une dissolution pourpre. En filtrant la dissolution, on en sépare une poudre de cette même couleur. L'hydrochlorate d'ammoniaque paraît donc capable d'oxider l'or [6].

L'hydrochlorate d'ammoniaque est composé de volumes égaux de gaz ammoniacal et de gaz acide hydrochlorique. Il consiste donc dans 1 atôme acide + 1 atôme gaz; d'où il suit que ses parties constituantes sont:

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide hydrochlorique.. | 4,625... | 68,52... | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125... | 31,48... | 45,94 |
| | | 100,00 | |

---

[1] Minéralogie de Haüy. II, 380.
[2] Essays. V, 67. Wallérius la fait de 1,453 (Chemistry, I, 266), et Kirwan, 1,420.
[3] Wallerius's Chemistry. I, 266.
[4] Gren's Handbuch. I, 488.
[5] Verwandtschaft, 30
[6] Stoir, Crell's New Discoveries, etc. II, 41.

2. Comme on ne peut pas établir de distinction exacte entre *l'hydrochlorate de potasse* et le *chlorure de potassium*, je renvoye à la description de ce chlorure vol. I, p. 363 de cet ouvrage. De potasse.

3. L'*hydrochlorate de soude* se rapporte aussi dans ses propriétés, au chlorure de sodium, dont il a été traité vol. I, p. 373 de cet ouvrage. De soude.

On extrait aisément l'acide de l'hydrochlorate de soude, par le moyen de l'acide sulfurique; mais il s'en faut de beaucoup qu'il soit aussi facile d'en séparer l'alcali. Des diverses méthodes qu'on a employées pour y parvenir, celles qui ont jusqu'à présent réussi, sont les deux que nous allons décrire.

(1) Il faut, pour décomposer l'hydrochlorate de soude (sel marin), faire choix de quelque substance qui ait pour l'acide hydrochlorique une affinité plus forte que la soude; car alors la soude est mise en liberté, et on peut l'obtenir par évaporation et cristallisation. La barite et la potasse rempliraient complètement cet objet; mais malheureusement on ne peut pas se procurer ces corps suffisamment purs, si ce n'est par des moyens dispendieux, qui doivent éloigner d'en faire emploi. Mais il est trois substances qui peuvent aussi séparer la base du sel marin, et mettre ainsi en liberté la soude, soit pure, soit à l'état de carbonate. Ces trois substances sont le *protoxide de plomb*, ou litarge, *la chaux* et le *fer*. Décomposition

En faisant macérer pendant quelques heures dans un peu d'eau, un mélange de quatre parties de protoxide de plomb ou litarge, et une partie de sel marin, convenablement pulvérisés l'un et l'autre, et en remuant souvent ce mélange dans l'eau, l'acide muriatique se combine par degrés avec l'oxide de plomb, et cette combinaison forme un muriate, tandis que la soude restée dans la dissolution peut en être obtenue en filtrant et en faisant évaporer la liqueur. La décomposition du sel marin s'opère beaucoup plus promptement encore, si le mélange est chauffé pendant l'opération. 1. Par le protoxide de plomb

Ce fut Schéele qui reconnut le premier que l'oxide de plomb décompose le sel marin, et ce fait, annoncé par lui, éveilla beaucoup d'idées théoriques parmi les chimistes. Hassenfratz chercha à l'expliquer, en supposant que l'oxide se combine avec l'acide carbonique, et qu'ainsi c'est le cas d'affinité composée. M. Curaudau a prouvé que l'acide carbo-

nique, au-lieu de déterminer la décomposition, s'oppose à ce qu'elle ait lieu; et il pose en fait, que le carbonate de plomb est incapable de décomposer le muriate de soude. Il en conclut que le phénomène ne peut s'expliquer par la théorie des lois ordinaires de l'affinité chimique [1]. Vauquelin a plus récemment démontré que la décomposition du sel par l'oxide de plomb est complète, si cet oxide est employé en plus grande quantité que le sel marin ; que le composé qui en résulte est un sous-muriate de plomb, entièrement insoluble dans l'eau, et qui n'est pas décomposé par les alcalis. D'où il suit qu'il attribue la décomposition à l'affinité du muriate de plomb pour un excès d'oxide [2]; mais cette décomposition ne s'explique pas complètement ainsi, s'il est vrai que l'oxide de plomb a pour l'acide muriatique une affinité plus faible que celle de la soude pour le même acide. Berthollet a donné enfin l'explication de cette anomalie apparente, en prouvant que lorsque deux substances sont mêlées ensemble avec une troisième, pour laquelle chacune d'elles a de l'affinité, les deux substances se partagent la troisième entre elles, dans des proportions correspondantes à la quantité de chacune d'elles; et si le composé formé par l'une de ces deux substances avec la troisième est insoluble, cette substance se combine avec la totalité du troisième corps, et l'enlève complètement à l'autre. La raison en est que le composé insoluble étant par le fait séparé totalement du mélange, la décomposition et la division recommencent comme d'abord, et se renouvellent après chaque partage. Ainsi lorsque l'oxide de plomb et du muriate de soude sont mêlés ensemble, l'oxide et l'alcali se partagent entre eux l'acide muriatique, de manière qu'une portion du muriate de soude est décomposée, et qu'immédiatement après le mélange, il y a du muriate de plomb formé; mais ce sel de plomb étant à l'état de *sous-muriate* ou entièrement insoluble, il se sépare complètement du reste. En conséquence de cette séparation, il se fait un nouveau partage de l'acide muriatique entre l'oxide et l'alcali, et si l'oxide de plomb est en quantité suffisante, le partage continue jusqu'à ce que le sel marin soit entièrement décomposé.

---

[1] Ann. de Chim. XIV, 15.
[2] *Ibid.* XXXI, 3.

C'est encore Schéele qui nous apprit le premier, qu'on peut extraire la soude du sel commun par le moyen de la chaux. Cahausen en avait bien eu l'idée en 1717; mais son traité était resté dans l'oubli[1]. Schéele s'assura qu'en déposant, dans une cave humide, un mélange de chaux et de sel marin mis à l'état de pâte, ce mélange se recouvrait, au bout de quinze jours, d'une effervescence de soude[2]. Morveau et Carny obtinrent, en 1782, un brevet du gouvernement français, à l'effet d'établir au Croisic une manufacture pour l'extraction de la soude du sel marin, par le moyen de la chaux. Leur procédé était absolument le même que celui de Schéele, mais seulement sur une plus grande échelle. Il ne paraît pas cependant que l'établissement de Morveau et Carny ait été formé. Il est très-probable, d'après les observations de Berthollet sur la soude qui se trouve si abondamment en Egypte, qu'elle se forme naturellement dans ces contrées par un procédé semblable[3]. 2. Par la chaux.

C'est également à Schéele que nous sommes redevables de la découverte que le sel marin peut être décomposé par le fer. Il observa que les cercles de fer d'un vaisseau de bois contenant de la saumure et placé dans une cave, s'étaient recouverts d'une efflorescence de soude. Cette remarque le porta à tremper une lame de fer dans une dissolution de sel marin, et à la suspendre ainsi mouillée dans une cave; au bout de 14 jours, il trouva sa lame de fer incrustée de soude[4]. La même décomposition a lieu en substituant du zinc et du cuivre au fer[5]. 3. Par le fer.

(2) La seconde méthode d'extraction de la soude du sel marin est moins directe. Elle consiste à déplacer l'acide muriatique par quelqu'autre acide, qu'on peut ensuite aisément décomposer ou déplacer à son tour. On finit ainsi par obtenir la soude à l'état de pureté. Les acides sulfurique et acétique sont ceux dont on a fait choix pour l'exécution de ce procédé; mais on peut aussi y employer les acides borique, phosphorique et arsenique, comme pouvant décom-

---

[1] *Voy*. Helmontius extaticus.
[2] Schéele. II, 15.
[3] Ann de Chim. XXXIII, 345.
[4] Schéele. II, 14.
[5] Athenas, Ann. de Chim. XIX, 92.

poser le sel marin à une haute température. Les produits, dans ces cas, seraient du borate de soude, des phosphates ou arseniates de la même base, selon l'acide dont on aurait fait usage. On décomposerait ensuite ces sels au moyen de la chaux, et on aurait la soude séparée; mais ces acides sont d'un trop haut prix pour en admettre l'emploi.

4. Par l'acide sulfurique et ses composés.

On peut se servir de l'acide sulfurique seul, ou de cet acide en combinaison avec des bases, lorsqu'on peut se procurer à bon compte les sels qu'il forme avec ces bases. L'alun, le sulfate de chaux et le sulfate de fer ont été respectivement employés avec avantage pour décomposer le sel marin et en obtenir du sulfate de soude. L'alun fut employé, dit-on, pour la première fois à cet effet, vers l'an 1750, par Constantini, médecin à Melle, près Osnaburg : on assure que le procédé ne réussit qu'à une basse température[1]. Le sulfate de chaux décompose le sel marin lorsqu'on expose des boules formées de ce mélange à une forte chaleur[2]. Il s'est élevé une grande discussion parmi les chimistes allemands relativement à la possibilité de décomposer le sel marin par le sulfate de fer. Vander-Ballen annonça le premier qu'on pouvait obtenir du sulfate de soude en soumettant à l'action d'une forte chaleur un mélange de ces deux sels. Cette assertion, contredite par Hahneman, fut confirmée par les expériences de Tuhten[3], Lieblein[4] et Wiegleb[5]. Le procédé réussit complètement en présence des commissaires français, Lelièvre, Pelletier, Darcet et Giroud, qui furent chargés, en 1794, d'examiner les différens procédés pour extraire la soude du sel marin; ils s'assurèrent aussi qu'on pouvait employer pour le même objet[6], des pyrites, ou persulfures de fer.

Après avoir obtenu le sulfate de soude, il faut enlever à ce sel son acide, pour se procurer séparement la soude : on y parvient en calcinant le sulfate, mêlé avec une certaine quantité de charbon de bois ou de terre. Par ce procédé, le sulfate est converti en sulfure de soude, dont on peut dégager le soufre par le moyen du fer ou du carbonate de chaux. Lorsque le

---

[1] Jour. de Min., n.° III, p. 55.
[2] Malherbe et Anthénas, Ann. de Chim. XIX.
[3] Crell's Annals. 1790, II, 46.
[4] *Ibid.* p. 509.
[5] *Ibid.* 1793, I, p. 204.
[6] Ann. de Chim. XIX, 58.

sulfure de soude est prêt à entrer en fusion, on y introduit peu-à-peu de petits morceaux de fer, et de préférence des rognures de fer blanc, en quantité suffisante pour décomposer le sulfure : on pousse alors le feu jusqu'à ce que le mélange soit en fusion parfaite. Le soufre ayant pour le fer une affinité plus forte que pour la soude, se combine avec ce métal, et laisse la soude, qu'on sépare alors du mélange en le dissolvant dans l'eau, en filtrant la liqueur et en l'évaporant[1]. On peut aussi employer le carbonate de chaux pour le même objet[2].

Quelques chimistes ont proposé de décomposer le sel marin par l'acétate de plomb, soit en se servant de l'acétate du commerce, soit en préparant ce sel à employer pour cet objet, par la combinaison du protoxide de plomb ou litharge avec la liqueur acide que produit la distillation du bois. On calcine ensuite l'acétate de soude formé par le mélange de ces acétates avec le sel marin, afin de le décomposer, en lui enlevant son acide ; mais le prix de ces sels est trop élevé pour qu'on puisse s'en servir avec avantage pour l'extraction de la soude du sel marin[3]. 5. Par l'acétate de plomb.

Quoique, selon toutes les probabilités, ce sel se rencontre toujours plutôt à l'état d'hydrochlorate qu'à celui de chlorure de calcium, cependant comme ce chlorure, lorsqu'il est artificiellement formé, ressemble exactement par ses propriétés à l'hydrochlorate, et qu'il ne peut être établi de distinction spéciale entre eux, je crois devoir renvoyer le lecteur à la description du chlorure de calcium, vol. I, pag. 382 de cet ouvrage. 4. Hydrochlorate de chaux.

Ce sel se trouvera également décrit sous la dénomination de chlorure de barium, vol I, pag. 390 de cet ouvrage. 5. De barite.

Voyez la description ce sel, vol. I, pag. 396, sous le nom de *chlorure de strontium*. 6. De strontiane.

Décrit, vol I, pag. 401, sous la dénomination de chlorure de magnésium. 7. De magnésie

---

[1] Alban, Ann. de Chim. XIX, 77. La découverte du procédé est due à Malherbe. Journ. de Min. N.° III, p. 67.

[2] Leblanc, Ann. de Chim. XIX, 61.

[3] Le lecteur trouvera un exposé plus détaillé des procédés de la fabrication du sel en usage dans différentes contrées, dans le *Brownrigg's Art of making common Salt*, et dans *Watson's Chemical Essays*. II, 33.

Hydrochlorate d'yttria.

8. L'*hydrochlorate d'yttria* a été examiné par Ekeberg[1], Vauquelin[2] et Klaproth[3]. Il a beaucoup de ressemblance avec le nitrate d'yttria; comme lui, l'hydrochlorate se dessèche difficilement; il est fusible à une douce chaleur, et attire très-promptement l'humidité de l'air. Il ne cristallise pas, mais il se prend en gelée.

De glucine.

9. Vauquelin est le seul chimiste qui se soit occupé de l'*hydrochlorate de glucine*, et jusqu'à présent nous ne connaissons guère autre chose concernant ses propriétés, si ce n'est qu'il ressemble au nitrate de glucine, mais qu'il cristallise plus facilement. Étant dissous dans de l'alcool faible, il forme une liqueur sucrée, agréable.

D'alumine.

10. L'*hydrochlorate d'alumine* a éte décrit par Magraff, dans sa Dissertation sur la terre d'alun, publiée dans les mémoires de Berlin, pour 1754[4]; et Bucholz[5] et Wenzel[6] sont les seuls qui aient ajouté depuis quelque chose aux faits que Margraff avait précédemment établis dans ses recherches sur cet hydrochlorate. On le prépare en traitant l'alumine par l'acide hydrochlorique; il est toujours avec excès d'acide.

Propriétés.

Il n'est presque pas possible d'obtenir l'hydrochlorate d'alumine cristallisé; il est ordinairement, ou en masse gélatineuse, ou sous la forme d'une poudre blanche.

Il est extrêmement soluble dans l'eau. Il suffit d'une partie de ce liquide pour réduire quatre parties de l'hydrochlorate desséché à une consistance sirupeuse[7]. A l'air, il se résout promptement en une liqueur glutineuse.

L'alcool pur dissout, à la température ordinaire de l'atmosphère, la moitié de son poids de ce sel, et ce liquide bouillant en prend au-moins les 0,66 de son poids; mais il en abandonne une partie, à mesure que la dissolution refroidit[8].

L'hydrochlorate d'alumine, soumis à l'action de la chaleur, se fond, perd son acide, et l'alumine reste à l'état de pureté[9].

---

[1] Crell's Annals, 1799, II, 70.
[2] Ann. de Chim. XXXVI, 157.
[3] Beitrage. III, 69.
[4] Margraff's Opusc. II, 118.
[5] Beitrage. III, 69.
[6] Verwandtschaft, p. 111.
[7] Bucholz, Beitrage. III, p. 115.
[8] Margraff, p. 111.
[9] *Ibid.* p. 111.

L'hydrochlorate d'alumine se compose, d'après les analyses qui en ont été faites jusqu'à présent, de Composition.

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 29,8[1]..... | 52,11[2] |
| Base..... | 30,0..... | 47,89 |
| Eau..... | 40,2..... | |
| Total..... | 100,0 | 100,00 |

11. Ce fut Klaproth qui examina pour la première fois l'*hydrochlorate de zircone*, que Vauquelin décrivit plus particulièrement depuis. De zircone.

On le prépare aisément en traitant, par l'acide hydrochlorique, la zircone nouvellement précipitée. Il est incolore, d'une saveur très-astringente. Il fournit, par l'évaporation, des petits cristaux transparens aiguillés, qui prennent de l'opacité par leur exposition à l'air. L'hydrochlorate de zircone est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool, dont il ne colore point la flamme. Il est décomposé par la chaleur, et la salive produit le même effet lorsqu'on met de ce sel dans la bouche.

Lorsque l'hydrochlorate de zircone contient un peu de silice, il forme des cristaux cubiques sans consistance, et qui ressemblent à une gelée. Ces cristaux, exposés à l'air, y perdent peu-à-peu leur transparence, diminuent de volume, et il s'est formé au milieu du sel, des cristaux blancs en aiguilles soyeuses.

L'acide sulfurique décompose l'hydrochlorate de zircone; le sulfate produit se précipite en partie, et reste en partie dissous dans l'acide hydrochlorique; lorsque cet acide est chassé par la chaleur, le reste du sulfate se dépose peu-à-peu. Si l'on arrête l'évaporation avant que la masse ait été réduite à siccité, le sel se forme par le refroidissement en une espèce de gelée. Cet hydrochlorate est aussi décomposé par les acides phosphorique, citrique, tartarique, oxalique et saccholactique, qui forment avec la zircone des composés insolubles, qui se précipitent en flocons blancs.

L'acide gallique précipite en blanc l'hydrochlorate de zircone; mais si la zircone contient du fer, le précipité est vert, Action de l'acide gallique.

[1] Bucholz, Beitrage. III, 111.

[2] La composition théorique de cet hydrochlorate, en le supposant avec excès de base, consiste en 1 atôme acide + 2 atômes alumine.

tirant sur le gris; ce dernier précipité prend, en séchant, une couleur noire brillante, et il ressemble à l'encre de Chine. Le liquide conserve une couleur verdâtre, et l'addition de nouvelles quantités d'acide gallique, n'y produit plus de précipité; mais le carbonate d'ammoniaque en sépare, en grande abondance, une matière floconneuse de couleur purpurine, analogue à celle de la lie de vin. Il suit de ces expériences, que l'affinité de l'acide gallique pour la zircone, est supérieure à celle de l'acide hydrochlorique pour cette terre, et que les gallates de zircone et de fer sont solubles dans l'acide hydrochlorique.

Le carbonate de potasse décompose l'hydrochlorate de zircone. Une partie de l'acide carbonique se combine avec la terre, qu'elle rend aisément soluble dans les acides, quoique sèche.

Le carbonate d'ammoniaque produit dans la dissolution d'hydrochlorate de zircone, un précipité qui le plus souvent est repris par une addition de ce carbonate.

Avec le cyanure de mercure, on a un précipité abondant, soluble dans l'acide hydrochlorique, et qui, par conséquent, n'est pas un hydrochlorate de mercure.

Une lame de zinc, introduite dans une dissolution d'hydrochlorate de zircone, y occasionne une légère effervescence; la liqueur devient laiteuse, et au bout de quelques jours, elle prend la forme d'une gelée blanche demi-transparente.

L'alumine décompose, à l'aide d'une douce chaleur, l'hydrochlorate de zircone; l'alumine se dissout, le liquide devient laiteux et se prend en gelée. Lorsque l'hydrochlorate de zircone contient du fer, il reste en dissolution, et la zircone est précipitée à l'état de pureté. On peut donc se servir de ce moyen pour dépouiller la zircone du fer qui peut l'accompagner.

Hydrochlorate de fer.

12. L'action de l'acide hydrochlorique sur le fer est très-prompte et très-énergique. Il y a dégagement abondant de gaz hydrogène dû à la décomposition de l'eau, et le fer est oxidé et dissous. Cet acide dissout aussi beaucoup plus facilement qu'aucun autre les oxides de fer, et c'est par cette raison qu'on s'en sert habituellement pour faire disparaître de dessus le linge les taches de rouille, et pour enlever les

* Vauquelin, Ann. de Chim. XXII, 201.

particules d'oxide de fer qui adhèrent souvent avec une grande force aux vases de verre. L'acide hydrochlorique se combine avec l'un et l'autre des oxides noir et rouge de fer, et forme avec chacun d'eux un sel particulier dont l'existence avait été annoncée par Proust, et dont Davy a depuis décrit les propriétés. L'hydrochlorate ordinaire de fer, qui s'obtient en faisant dissoudre ce métal ou ses oxides dans l'acide hydrochlorique, est un mélange de ces deux sels.

Hydrochlorate de protoxide.

La dissolution de la tournure ou fil de fer dans l'acide hydrochlorique, lorsqu'elle n'a pas été exposée à l'air, est de couleur vert pâle. Elle donne, par l'évaporation, des cristaux d'hydrochlorate de fer, de la même nuance, qui sont très-solubles dans l'eau, et aussi, suivant Davy, dans l'alcool.

Propriétés.

Cette dissolution attire l'oxigène de l'air et l'enlève à l'acide nitrique. Elle absorbe le deutoxide d'azote, même en plus grande proportion que le sulfate de fer, et acquiert, lorsqu'elle est saturée, une couleur de brun obscur, ainsi qu'une saveur beaucoup plus astringente que celle de l'hydrochlorate de fer dans son état ordinaire. La plus grande partie du gaz s'en dégage lorsqu'on la chauffe; il se précipite un peu d'oxide rouge de fer, il se forme de l'ammoniaque, et elle se comporte dans ce cas précisément de la même manière qu'une dissolution de sulfate de fer imprégnée de deutoxide d'azote [1]. On peut former très-aisément ce sel en faisant dissoudre du sulfure de fer dans de l'acide hydrochlorique. Le dégagement de gaz acide hydro-sulfurique qui a lieu empêche l'absorption de l'oxigène de l'atmosphère [2].

Hydrochlorate de peroxide de fer.

Ce sel peut s'obtenir ou par la dissolution du peroxide de fer dans l'acide hydrochlorique, ou en traitant l'hydrochlorate de fer avec l'acide nitrique, ou enfin en laissant simplement à l'air pendant quelque temps, une dissolution d'hydrochlorate de fer.

Propriétés.

La dissolution de ce sel est d'un brun foncé. Elle a une odeur particulière et une saveur extrêmement astringente, lors même qu'elle est étendue d'une grande proportion d'eau. En l'évaporant à siccité, on en obtient une masse de couleur orangée, incristallisable, déliquescente à l'air, et soluble dans l'alcool. Ce sel donne, comme le chlore, une teinte jaune aux substances

---

[1] Davy, p. 180.
[2] *Ibid.* Journ. of the royal Instit. I, 308.

végétales et animales. Lorsqu'on y verse de l'acide sulfurique, il se produit une odeur sensible de chlore. Cet hydrochlorate n'absorbe pas le deutoxide d'azote. En le faisant traverser par du gaz hydrosulfurique, ce gaz lui enlève une portion de l'oxigène, et le sel est converti en hydrochlorate de fer [1].

En distillant l'hydrochlorate de peroxide de fer, il se dégage du chlore, et le fer est réduit à l'état de protoxide. Il se dégage également du chlore pendant la dissolution du peroxide de fer dans l'acide hydrochlorique, au moins lorsqu'elle s'opère par l'application de la chaleur.

Si après l'évaporation à siccité de l'hydrochlorate de peroxide de fer on augmente le feu, tout le sel se sublime, non pas cependant à l'état d'hydrochlorate de peroxide, mais à celui d'hydrochlorate simple susceptible de cristallisation.

Hydrochlorate de nickel.

13. L'acide hydrochlorique agit à peine sur le nickel pur, spécialement s'il a été soumis à l'action du marteau. Le meilleur dissolvant de ce métal est l'acide hydrochloro-nitrique [2]. Cette dissolution, qui est de couleur verte, donne par l'évaporation des cristaux irréguliers d'hydrochlorate de nickel, qui se décomposent par la chaleur et par une longue exposition à l'air, quoique d'abord ils en attirent l'humidité comme le nitrate de nickel [3].

L'hydrochlorate de nickel est vert pomme. Il tache en jaune le papier. Chauffé, il perd 0,55 d'eau et se convertit en un hydrochlorate anhydre jaune, qui passe au vert en absorbant de l'eau par son exposition à l'air. En soumettant l'hydrochlorate de nickel à l'action d'une chaleur suffisante dans une cornue de verre, il n'y a que la portion en contact avec le verre qui est décomposée; le surplus se sublime en fleurs, d'un jaune doré qui, en absorbant l'eau par degrés, passent au vert. L'acide hydrochlorique les dissout difficilement.

L'hydrochlorate de nickel est composé, suivant Proust, de

| | |
|---|---|
| 34 | oxide. |
| 11 | acide. |
| 55 | eau. |
| 100 [4] | |

[1] Davy, Journal of the royal Institution, p. 181.
[2] Richter, Gehlen's Jour. III, 257.
[3] Bergman. II, 268.
[4] Ann. de Chim. LX, 273.

14. *Hydrochlorate de cobalt.* L'acide hydrochlorique attaque difficilement le cobalt, même à l'aide de la chaleur; mais par l'addition d'un peu d'acide nitrique, la dissolution s'opère aisément. L'acide hydrochlorique dissout le peroxide de cobalt avec effervescence et dégagement de chlore. La dissolution, concentrée, est d'une belle couleur verte, et bleue s'il n'y a pas excès d'acide; mais elle devient rouge lorsqu'elle est étendue d'eau. Elle donne, par une évaporation convenable, de petits cristaux déliquescens d'hydrochlorate de cobalt. Ces cristaux sont bleus; mais ils passent au rouge en absorbant de l'humidité. De cobalt.

C'est avec la dissolution de ce sel qu'on forma la première de toutes les encres de sympathie, et la mieux connue. On étend d'eau la dissolution jusqu'à ce que sa couleur soit presqu'entièrement disparue. On écrit alors avec cette liqueur sur du papier blanc. Les caractères qu'on y a tracés sont invisibles à froid; mais si on chauffe légèrement le papier, ils prennent une belle couleur verte qui disparaît de nouveau lorsque le papier refroidit. On peut reproduire cet effet à volonté; mais il faut avoir soin de ne pas trop chauffer le papier, car alors l'écriture prend une couleur brune qui ne disparaît plus. Klaproth assure que la couleur de la dissolution de cobalt ne passe ainsi au vert que parce que ce métal contient du fer. S'il était pur ce serait, suivant lui, la couleur bleue que la chaleur donnerait aux caractères [1]. Waitz est le premier qui fit connaître cette encre sympathique en 1705 [2]. Teichmeyer en donna de nouveau la description en 1731 [3]; et Hellot, pour la troisième fois, en 1737 [4]. On n'a pas encore donné d'explication satisfaisante de la cause de ce changement de couleur; et comme il a également lieu à vaisseaux fermés, il n'est guère possible de l'attribuer à l'action de l'air, ou à l'effet de l'humidité. On le suppose actuellement dû, sans en avoir aucune preuve directe, à ce que l'oxide de cobalt est en partie désoxidé par la chaleur, et qu'il réabsorbe de l'oxigène en refroidissant. Encre de sympathie.

---

[1] Klaproth's Observations on the fossils of Cornwall, p. 64. Engl. Trans.

[2] Wiegleb's Geschichte. I, 126.

[3] Commerc. litterarum, p. 91.

[4] Mém. Par. 1737.

Mais il est probable que cette supposition n'est pas fondée. Thénard a observé avec raison que l'apparence de la couleur verte, lorsque le papier est chauffé, résulte de la concentration de la dissolution, et que sa disparition par le refroidissement provient de ce qu'elle s'étend de nouveau en reprenant à l'air l'humidité qu'elle avait perdue [1]. Cet effet est donc exactement le même que celui qui fait passer au rouge la couleur verte de la dissolution lorsqu'elle est étendue d'eau; mais il reste encore à assigner la cause de ce changement.

En chauffant au rouge dans une cornue de verre l'hydrochlorate de cobalt, il n'y a que les parties de ce sel en contact avec le verre qui soient décomposées. Il se dégage de l'acide hydrochlorique et du chlore, et le verre est teint en bleu; le surplus de l'hydrochlorate fond et se sublime en fleurs de couleur grise. Ces fleurs se dissolvent avec une grande difficulté dans l'eau. A la fin cependant elles donnent une dissolution d'hydrochlorate de cobalt ordinaire [2].

De manganèse.

15. *Hydrochlorate de manganèse.* L'acide hydrochlorique dissout aisément le protoxide ou carbonate de manganèse. Cet acide dissout également le métal avec dégagement d'hydrogène, la dissolution est d'un rouge rosé. Après en avoir évaporé une portion à siccité, et introduit le résidu desséché dans une dissolution très-concentrée du sel, le docteur John obtint des cristaux dans la liqueur gardée pendant quelques jours à une température de 25 à 30° centig. Ces cristaux sont des tables allongées à quatre côtés, terminées de chaque côté par deux plans. Quelquefois les bords sont tellement tronqués que les cristaux se trouvent transformés en tables à six faces. Ces cristaux sont d'un rouge rosé, et transparens; leur saveur est caustique, et laisse sur la langue une impression salée. Ils attirent promptement l'humidité de l'air. Etant gardés dans des vaisseaux fermés, à une température supérieure à celle de 25° centigrades, ils deviennent opaques en se recouvrant d'une poudre blanche; ce qui est dû à ce qu'ils perdent une partie de leur eau de cristallisation. Chauffés, ils éprouvent la fusion aqueuse. Ils perdent alors leur eau, et à une chaleur rouge, la plus grande partie de leur acide. L'eau et l'alcool dissolvent, l'un et l'autre, au-delà

---

[1] Ann. de Chim. XLII, 214.
[2] Proust, Ann. de Chim. LX, 269.

de leur poids de ce sel. La dissolution alcoolique brûle avec une flamme rouge. La pesanteur spécifique des cristaux est 1,560. Le sel consiste, suivant le docteur John, en

| | |
|---|---|
| Acide..... | 20,04 |
| Protoxide..... | 38,50 |
| Eau..... | 41,46 |
| | 100,00 [1] |

D'après cette analyse, le sel qu'examina le docteur John, est un hydrochlorate avec excès d'oxide. En le supposant formé de 1 atôme acide, de 2 atômes de protoxide de manganèse, et de 8 atômes d'eau, ses parties constituantes seront :

| | |
|---|---|
| Acide hydrochlorique..... | 20,44 |
| Protoxide..... | 39,78 |
| Eau..... | 39,78 |
| | 100,00 |

16. *Hydrochlorate de cérium.* En traitant le peroxide de cérium par l'acide hydrochlorique, il se produit une effervescence considérable, avec dégagement de chlore. La dissolution obtenue est d'un rouge jaunâtre, dont la nuance est d'autant plus légère que le liquide a bouilli plus long-temps. Il s'en précipite, par la concentration et le refroidissement, de petits cristaux prismatiques à quatre pans, d'un blanc jaunâtre. Ces cristaux se dissolvent dans l'alcool, et sont déliquescens à l'air. Leur saveur est astringente et sucrée. En exposant à la chaleur l'hydrochlorate de peroxide de cérium ainsi formé, il est complètement décomposé. L'eau de cristallisation et l'excès d'acide s'en séparent d'abord, et ensuite le chlore. Le résidu est un oxide blanc qui se dissout difficilement dans les acides. S'il y a présence de fer, ce métal est volatilisé à l'état d'hydrochlorate. De cérium.

Si la chaleur à laquelle on soumet le sel, n'est pas trop forte, il en reste une portion qui n'est pas décomposée. Elle est blanche, et sa dissolution dans l'eau est incolore, comme étant réellement un hydrochlorate de protoxide de cérium [2].

---

[1] Annals of Philosophy. II, 267.

[2] Klaproth, Gehlen's Journ. II, 312. Hysinger et Berzelius, *ibid.* Vauquelin, Ann. de Chim. LIV, 54.

D'urane. 17. *Hydrochlorate d'urane.* L'action de l'acide hydrochlorique sur l'urane est à peine sensible [1]; mais il dissout l'oxide avec lequel il forme des cristaux déliquescens d'un vert jaunâtre, ayant la forme de tables à quatre faces [2].

De zinc. 18. *Hydrochlorate de zinc.* L'acide hydrochlorique dissout le zinc rapidement, avec effervescence et dégagement d'hydrogène. La dissolution est incolore; elle ne cristallise point par l'évaporation; mais elle prend la forme d'une gelée. A la distillation, il se sépare un peu de son acide, et il reste de l'hydrochlorate de zinc en une masse solide qui se fond aisément. Sa pesanteur spécifique est de 1,577. Il est très-soluble dans l'eau. Exposé à l'air, il en attire par degrés l'humidité, et prend une consistance gélatineuse. L'acide sulfurique le décompose, et les alcalis précipitent l'oxide de zinc de sa dissolution [3].

De bismuth. 19. *Hydrochlorate de bismuth.* L'acide hydrochlorique agit à peine à froid sur le bismuth; mais distillé sur ce métal préalablement réduit en poudre, le métal s'oxide par degrés et se réduit en une poudre blanche. L'hydrochlorate de bismuth peut s'obtenir facilement en dissolvant le métal dans l'acide hydro-chloro-nitrique. Lorsque la dissolution est évaporée, on dit qu'elle fournit de petits cristaux prismatiques.

De plomb. 20. *Hydrochlorate de plomb.* Ce sel s'obtient aisément en ajoutant de l'acide hydrochlorique, ou un hydrochlorate alcalin à une dissolution de nitrate de plomb. L'hydrochlorate se précipite à l'état d'une poudre blanche. Il a une saveur sucrée. Sa pesanteur spécifique est de 1,8226 [4]. Il est soluble dans 22 parties d'eau froide, et cette dissolubilité est considérablement augmentée par la présence d'un acide [5]. Ce sel se dissout dans l'acide acétique, propriété qui peut le faire aisément distinguer du sulfate de plomb. Lorsqu'après l'avoir fait dissoudre dans l'eau bouillante, on laisse refroidir la dissolution, il cristallise en petits prismes hexaè-

---

[1] Bucholz, Gehlen's Jour. IV, 36.
[2] Klaproth, Crell's Annals. I, 150. English Edition.
[3] Fourcroy. V, 383.
[4] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[5] Chenevix, Nicholson's Journ. IV, 223 Selon Wenzel, quoiqu'on fasse bouillir de l'eau sur de l'hydrochlorate de plomb, ce liquide ne prend que les 0,033 de ce sel. Werwandtschaft, p. 311.

dres blancs, brillans et satinés. Ces cristaux ne s'altèrent point à l'air. Cet hydrochlorate se dissout dans l'acide nitrique : il est composé de

| | |
|---|---|
| Acide hydrochlorique.... | 24,83 |
| Protoxide de plomb..... | 75,17 |
| | 100,00 |

*Sous-hydrochlorate de plomb.* On peut préparer ce sel soit en traitant de l'hydrochlorate de plomb avec un alcali pur, soit en décomposant l'hydrochlorate de soude par son mélange avec quatre fois son poids de protoxide de plomb. Dans l'un et dans l'autre cas, le sous-hydrochlorate de plomb est produit sous la forme d'une poudre blanche. Vauquelin est le premier chimiste qui se soit occupé d'une manière particulière de ce sel [1], dont Bergman avait déjà fait mention. Il est insoluble dans l'eau. Il prend, lorsqu'il est chauffé, une belle couleur jaune. L'acide nitrique dissout l'excès d'oxide, et ce qui reste est un hydrochlorate de plomb en cristaux. Les alcalis fixes dissolvent le sous-hydrochlorate de plomb sans lui faire éprouver de décomposition. On l'emploie en peinture comme couleur jaune.

21. *Hydrochlorate d'étain.* Ce sel est celui qu'on obtient en dissolvant l'étain dans environ 4 fois son poids d'acide hydrochlorique. La dissolution est d'un jaune brunâtre; elle donne par l'évaporation des petits cristaux en aiguilles, solubles dans l'eau et un peu déliquescens. Leur pesanteur spécifique est de 2,2932 [2]. Lorsqu'on verse de l'eau en petite quantité sur ce sel, il est décomposé rapidement; il se précipite un sous-hydrochlorate, et il reste un hydrochlorate acide en dissolution. D'étain.

L'hydrochlorate d'étain est très-avide d'oxigène. Il le prend à l'air et à l'acide nitrique, et l'hydrochlorate est ainsi converti en hydrochlorate de peroxide, ce que Pelletier observa le premier.

L'hydrochlorate d'étain absorbe aussi l'oxigène de l'acide arsenique, et de l'acide arsenieux. Lorsqu'on traite ces corps avec l'hydrochlorate d'étain, ils sont précipités, complètement dépouillés d'oxigène, à l'état d'une poudre noire. En versant dans une dissolution d'hydrochlorate d'étain de Désoxide les métaux.

[1] Ann. de Chim. XXXI, 3.
[2] Hassenfrantz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

l'acide molybdique et de l'oxide jaune de tungstène, ou leurs combinaisons, ces corps prennent à l'instant la couleur bleue par leur conversion en oxides au minimum d'oxigène. L'hydrochlorate d'étain enlève également l'oxigène aux peroxides de mercure et de manganèse, à l'oxide blanc d'antimoine, aux oxides de zinc et d'argent, et il les réduit à l'état métallique. Il fait aussi passer les sels oxigénés de fer et de cuivre très-oxidés à l'état de sels peu oxidés, et l'hydrochlorate d'or donne lieu à un précipité pourpre, consistant dans l'or réduit à l'état d'oxide pourpre. C'est à Pelletier et à Proust que nous devons la connaissance de ces intéressans résultats. Ils suffisent pour nous donner l'explication de tous les changemens que l'hydrochlorate d'étain fait éprouver au plus grand nombre des sels métalliques [1].

De cuivre. 22. *Hydrochlorate de cuivre.* L'acide hydrochlorique n'attaque point le cuivre à froid dans les vaisseaux fermés, quoiqu'à l'air il le corrode peu-à-peu, et finisse par le dissoudre. Mais cet acide, à l'aide de la chaleur, oxide et dissout promptement le métal. Il se dégage en même-temps du gaz hydrogène, et une portion de l'acide est volatilisée. Dans ce cas le cuivre est mis à l'état de peroxide; mais l'acide hydrochlorique peut aussi se combiner avec le protoxide de cuivre, et former ainsi un autre sel découvert d'abord par Proust, et plus particulièrement examiné depuis par Chenevix.

Perhydrochlorate. 1. *Hydrochlorate de peroxide de cuivre.* On peut obtenir ce sel, soit en dissolvant le cuivre par l'acide hydrochlorique à l'aide de la chaleur, soit en projetant l'oxide de cuivre dans cet acide froid. La dissolution est d'un beau vert. Lorsqu'après l'avoir concentrée suffisamment par l'évaporation, on la laisse refroidir lentement, elle donne des cristaux d'hydrochlorate de peroxide de cuivre ayant la forme de parallélipipèdes rectangulaires, d'un beau vert gazon.

Ce sel est excessivement âcre et caustique. Sa pesanteur spécifique est de 1,6775 [2]. Il se dissout très-facilement dans l'eau. Exposé à l'air il en attire très-promptement l'humidité et s'y convertit en un liquide d'une consistance huileuse. A une chaleur modérée il fond et se prend par le refroidis-

---

[1] Pelletier, Ann. de Chim. XII, 225. Proust, Journ. de Phys. LI, 173.

[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

sement en une masse solide. Ses parties constituantes sont,

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide ..... | 40,2 [1] ..... | 40,93 [2]. |
| Peroxide.... | 59,8 ..... | 59,07 |
| | 100,0 | 100,00 |

Les cristaux contiennent, suivant Proust, 0,36 d'eau [3]. S'il en est ainsi, ces cristaux sont formés de 1 atôme sel anhydre + 8 atômes eau.

Ce sel peut être distillé à siccité sans éprouver d'altération; mais si alors on pousse la chaleur, il passe du chlore; le cuivre perd une portion de son oxigène, et ce qui reste est un hydrochlorate de protoxide de cuivre. En ajoutant de la potasse à la dissolution d'hydrochlorate de peroxide de cuivre, il s'y précipite une poudre verte qui est un hydrochlorate de peroxide avec excès de base, contenant 0,72 de peroxide de cuivre. Lorsqu'on fait dissoudre le cuivre dans l'acide hydrochloro-nitrique, il s'en sépare une poudre verte semblable dont la composition est de

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 14,36 [4] ..... | 13,35 [5] |
| Peroxide..... | 85,64 ..... | 86,65 |
| | 100,00 | 100,00 |

Les acides sulfurique ou nitrique ne décomposent point l'hydrochlorate de peroxide de cuivre; mais les alcalis et les terres alcalines précipitent l'oxide à l'état d'un sous-sel si l'hydrochlorate de cuivre prédomine, et à l'état d'un hydrate, si ce sont les alcalis [6].

2. *Hydrochlorate de protoxide de cuivre.* Ce sel, qui contient le cuivre combiné avec l'oxigène, au minimum, fut découvert par Proust dans le cours de ses expériences sur l'étain. Il observa que par le mélange des sels de cuivre avec l'hydrochlorate d'étain, ce dernier sel enlevait au cuivre une Proto-hydrochlorate.

---

[1] Berzelius, Ann. de Chim. LXXVIII, 119.

[2] Composition théorique, dans la supposition que c'est un composé de 3 atômes acide et 2 atômes oxide, ou que c'est un *sesquihydrochlorate*.

[3] Ann. de Chim. XXXII, 47.

[4] Berzelius, Ann. de Chim. LXXVIII, 121.

[5] Composition théorique, en supposant que c'est un hydrochlorate de sous-tritoxide, ou un composé de 1 atôme acide et de 3 atômes peroxide.

[6] Ann. de Chim. XXXII, 47.

portion de son oxigène, et qu'il s'en formait un de couleur blanche sur lequel l'acide sulfurique n'a point d'action, mais qui se dissout dans l'acide hydrochlorique. Cette dissolution lui donna un sel incolore, que par l'examen il reconnut être un hydrochlorate de cuivre [1].

Formation. Chenevix parvint à se procurer ce sel par un procédé très-simple. Après avoir mêlé ensemble, dans un mortier, 57,5 parties d'oxide noir de cuivre et 50 parties de cuivre réduit en poudre fine, obtenu en précipitant le métal, au moyen d'une lame de fer, de sa dissolution dans l'acide hydrochlorique, il renfermait le mélange avec de l'acide hydrochlorique, dans un flacon bien bouché. Il se produisait un grand dégagement de calorique, la liqueur devenait d'un rouge orangé, et le mélange se dissolvait en totalité, moins 7,5 parties de cuivre métallique. La dissolution consistait toute entière en hydrochlorate de cuivre [2].

On peut également obtenir cet hydrochlorate de cuivre, ainsi que Proust l'a fait voir, par la distillation de l'hydrochlorate de peroxide de cuivre. Lorsque la plus grande partie de l'eau est passée, l'acide attire l'oxigène du métal et passe en partie à l'état de chlore. Il reste dans la cornue une masse grise qui, étant dissoute, est l'hydrochlorate de cuivre. Enfin on obtient aussi le sel en tenant une lame de cuivre plongée dans un flacon rempli d'acide hydrochlorique; elle se recouvre peu-à-peu de cristaux d'hydrochlorate, et lorsque l'acide incolore est étendu d'eau, l'hydrochlorate de cuivre se précipite à l'état d'une poudre blanche [3].

Ce sel cristallise en tétraèdres. En ajoutant de l'eau à sa dissolution concentrée, il s'y dépose à l'état d'une poudre blanche, ce qui est dû, sans doute, à ce qu'il a perdu l'excès d'acide au moyen duquel il était tenu en dissolution. En lavant à plusieurs reprises ce précipité avec de l'eau, on parvient à en séparer l'acide, et il ne reste plus que le protoxide de cuivre [4].

---

[1] Ann. de Chim. XXVIII, 218.
[2] Phil. Trans. 1801, p. 237.
[3] Journ. de Phys. LI, 181.
[4] Chenevix, Phil. Trans. 1801, p. 230. Quoique ce composé soit probablement, ou même certainement un chlorure de cuivre, j'ai pensé qu'il valait mieux le présenter ici, tel que l'ont dépeint les premiers expérimentateurs.

La proportion des parties constituantes de ce sel, est :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 26,42 [1] | ..... | 25,51 [2] |
| Protoxide... | 73,58 | ..... | 74,49 |
| | 100,00 | | 100,00 |

Lorsque ce sel est exposé à l'air, il en attire très-promptement l'oxigène, et se convertit ainsi en un hydrochlorate de peroxide de cuivre. En ajoutant du sulfate de fer à une dissolution qui le contient, ce sulfate en précipite le cuivre à l'état métallique en passant lui-même à celui de sulfate de peroxide[3].

Cet hydrochlorate se dissout dans l'ammoniaque, et forme ainsi une dissolution incolore qui, exposée à l'air, en attire par degrés l'oxigène en acquérant une belle couleur bleue [4].

23. *Hydrochlorate de mercure.* Nous ne connaissons aucun sel de cette espèce; le calomel et le sublimé corrosif sont des chlorures de mercure, et ils ont été décrits comme tels, vol. I, pag. 507 et 508 de cet ouvrage. De mercure.

24. *Hydrochlorate d'argent.* On ne connaît point non plus d'hydrochlorate de ce métal. L'argent corné est un chlorure, ainsi que nous l'avons déjà exposé vol. I, pag. 540 de cet ouvrage. D'argent.

25. *Hydrochlorate d'or.* Ce sel était bien connu des alchimistes, qui lui attribuaient une grande valeur. On peut le former en dissolvant de l'or dans un mélange, composé d'une partie d'acide nitrique et de quatre parties d'acide hydrochlorique. Le métal est aussitôt attaqué et dissous avec une vive effervescence qu'occasionne le dégagement de deutoxide d'azote. Cette dissolution, lorsqu'elle est saturée du métal, ce qu'on reconnaît à ce qu'elle refuse d'en prendre davantage, est d'un beau jaune foncé. Elle teint la peau en une couleur indélébile pourpre foncé. Elle produit le même effet sur presque toutes les substances animales et végétales, et même sur le marbre. Cet effet de coloration est dû à la réduction d'une portion de l'oxide jaune d'or; et sa permanence, à la forte affinité qui existe entre les oxides métalliques et l'épiderme. D'or.

---

[1] Berzelius, Ann. de Chim. LXXVIII, 118.

[2] Composition théorique, en le supposant un sesqui-hydrochlorate formé de 2 atômes acide et 8 atômes protoxide.

[3] Proust, Ann. de Chim. XXVIII, 220.

[4] Proust, Journ. de Phys. LI, 182.

Lorsqu'on évapore cette dissolution, on obtient l'hydrochlorate d'or en petits cristaux d'une belle couleur jaune, ayant la forme de prismes quadrangulaires ou d'octaèdres tronqués. On obtient ces cristaux plus facilement si, lorsque la dissolution est évaporée à la moitié de son volume, on y ajoute un peu d'alcool. Cet hydrochlorate se résout si aisément en liqueur, il est si difficile de l'obtenir sec, qu'on peut à peine le retirer de la cornue sans une perte considérable. Dans l'été, il devient liquide le matin, et il cristallise vers le soir; il passe alternativement ainsi de l'un à l'autre état pendant tout le cours de la chaude saison. Sa saveur est acerbe, avec un peu d'amertume, mais sans cet arrière-goût métallique qui rend si désagréable les dissolutions d'argent, de mercure, etc. Il se dissout aisément dans l'alcool, dont il peut être séparé par la distillation sans éprouver aucun changement [1].

En chauffant par degrés dans une cornue la dissolution de ce sel, il passe du chlore et avec lui un peu d'hydrochlorate d'or qui n'est point décomposé [2]. L'hydrochlorate d'or reste au fond de la cornue en une masse spongieuse sans éclat.

L'hydrochlorate d'or se dissout dans l'éther. La dissolution est de couleur jaune; l'or s'y réduit par degrés à l'état métallique, ce qui est sans doute l'effet de l'action que l'éther exerce sur ce métal. L'éther semble dissoudre ce sel plus facilement que l'eau; car en agitant de l'hydrochlorate d'or liquide avec de l'éther, ce liquide enlève tout le sel à l'eau.

L'hydrochlorate d'or est décomposé par les terres alcalines qui en séparent l'oxide jaune d'or; mais l'ammoniaque redissout cet oxide, et il en est de même des alcalis fixes, si on en ajoute en quantité suffisante. Il se forme probablement alors des sels triples qui n'ont point été examinés.

Décomposé par les combustibles.

L'hydrochlorate d'or, lorsqu'il est liquide, est aussi décomposé par le gaz hydrogène, le phosphore, et l'acide sulfureux; dans ce cas l'or, dépouillé de son oxigène par ces corps combustibles, est précipité à l'état métallique; mais cette décomposition n'a pas lieu lorsque l'hydrochlorate d'or est sec.

---

[1] Proust, Nicholson's Jour. XIV, 239.

[2] Les alchimistes donnèrent au liquide qui passe à la distillation de la dissolution de l'or dans l'acide hydro-chloro-nitrique, le nom de *leo rubeus*, lion rouge.

Nous sommes redevables de la connaissance de ces faits intéressans à l'ingénieuse madame Fulhame. Elle trouva qu'en trempant un morceau de soie dans une dissolution hydrochloro-nitrique d'or, et en l'exposant, encore humecté de cette dissolution, au gaz hydrogène, la réduction de l'or s'opère à l'instant; mais elle n'a pas lieu si la soie a été préalablement séchée. On obtient le même effet en plongeant un morceau de soie dans de l'éther phosphoré, et en le trempant, ainsi humecté, dans la dissolution hydrochloro-nitrique. La surface du morceau de soie se recouvre immédiatement d'une belle couche d'or qui y adhère très-fortement.

Madame Fulhame s'assura que cette réduction de l'or n'a jamais lieu, si ce n'est lorsque le sel est humecté d'eau. S'il est parfaitement sec, il n'éprouve aucune espèce d'altération. Cet effet ne tient pas particulièrement à l'action des combustibles sur les sels métalliques; il se rapporte aussi, comme nous le verrons ci-après, aux métaux. Mais il n'est pas facile de voir comment la présence de l'eau est si indispensablement nécessaire pour produire cet effet. Ce n'est pas, comme on le suppose ordinairement, parce qu'elle entretient l'état de fluidité du mélange; car madame Fulhame a fait voir que l'éther, quoiqu'étant un liquide, n'opère la réduction de l'or qu'autant qu'il y a présence d'eau. Elle explique d'une manière très-ingénieuse ces phénomènes, en les supposant dûs à la décomposition de l'eau. Le combustible se combine avec l'oxigène de l'eau, tandis que son hydrogène s'unissant à l'oxigène de l'or reproduit l'eau. Cette théorie rend très-bien compte de ce qui se passe; mais elle aurait besoin de quelque preuve directe pour être complètement établie.

La plupart des métaux, lorsqu'on les plonge dans une dissolution d'hydrochlorate d'or, en précipitent l'or, soit à l'état métallique, soit à celui de son oxide de couleur pourpre; tandis qu'en même-temps une portion du métal précipitant est oxidée et dissoute par l'acide. Le zinc, le fer, le bismuth, le cuivre et le mercure précipitent l'or à l'état métallique. Le plomb, l'argent et l'étain le précipitent en oxide pourpre. Le sulfate de fer réduit l'or à l'état métallique, et il est en même temps converti en sulfate de peroxide par l'oxigène de l'oxide d'or qu'il a absorbé; tandis que le sulfate de peroxide de fer ne produit aucun effet. La même chose a lieu avec l'étain; l'hydrochlorate de ce métal précipite l'or à l'état d'oxide pourpre combiné avec l'o-

Précipité par les métaux.

xide d'étain. Ce précipité est bien connu sous le nom de *précipité de Cassius*. On en fait usage pour colorer en rouge la porcelaine et le verre. Mais l'hydrochlorate de peroxide d'étain, qui contient déjà l'oxigène au maximum, ne produit pas un effet semblable, parce qu'il n'a plus de tendance à absorber l'oxigène de l'or.

Proust a publié un grand nombre d'expériences sur le *pourpre de Cassius*; il a essayé de prouver que c'est un composé d'or à l'état métallique et de peroxide d'étain; mais les preuves qu'il donne de l'état métallique de l'or ne me paraissent pas entièrement convaincantes, quoique certainement elles rendent son opinion plausible. On ne peut douter que les deux parties constituantes de cette poudre ne soient chimiquement combinées. Lorsque la liqueur d'où le pourpre de Cassius est précipité, contient un excès d'acide, la précipitation ne s'opère que très-lentement. On la facilite singulièrement par une addition de potasse; mais il faut avoir soin de ne pas mettre de cet alcali en excès, autrement le précipité est altéré par un mélange d'oxide d'étain non combiné. On voit, par les expériences de Proust, que le pourpre de Cassius est un composé d'une partie d'or et de trois parties de peroxide d'étain *. L'acide hydrochloro-nitrique dissout l'or et laisse l'étain. D'un autre côté, l'acide hydrochlorique dissout l'étain et laisse l'or. L'acide nitrique dissout une portion de l'étain, éclaircit la couleur de la poudre; mais il ne peut la dissoudre entièrement.

Hydrochlorate de platine.

26. *Hydrochlorate de platine.* On peut former ce sel en dissolvant le platine dans le chlore; mais on le prépare plus facilement par le moyen de l'acide hydrochloro-nitrique. En tenant, à l'état d'ébullition sur du platine réduit en poudre, 16 parties de cet acide, composé dans la proportion d'une partie d'acide nitrique le plus fort et de 3 parties d'acide hydrochlorique, la dissolution du platine s'opère par degrés avec une vive effervescence, et pendant qu'elle a lieu il se dégage du chlore. La dissolution prend d'abord une couleur jaune qui devient de plus en plus foncée, à mesure que le platine se dissout, et qui finit par passer au rouge ou au brun foncé lorsqu'elle est complètement opérée. Cette dissolution est excessivement âcre et caustique, et corrode la peau sur

* Nicholson's Journ. XIV, 336.

laquelle elle imprime une tache indélébile d'un brun noirâtre. Lorsqu'elle est suffisamment concentrée par l'évaporation, elle dépose de très-petits cristaux irréguliers d'hydrochlorate de platine d'un brun rougeâtre. Ces cristaux, convenablement lavés et séchés, sont moins solubles dans l'eau que le sulfate de chaux [1]. Ce sel a une saveur métallique astringente très-désagréable. La chaleur le décompose en dégageant son acide. Les terres, autant qu'on en a pu faire l'essai, décomposent la dissolution de ce sel en précipitant son oxide [2], et le même effet est produit, ainsi que Bergman le démontra le premier, par une addition de soude en quantité suffisante [3]; mais les deux autres alcalis se combinent avec l'hydrochlorate de platine, et il en résulte des sels triples.

L'évaporation à siccité de la dissolution de ce sel laisse un hydrochlorate insoluble composé de

70 Peroxide de platine.
30 Acide et eau.
100 [4].

V. Morveau fit voir le premier, que l'acide hydrochlorique, à l'état de gaz, neutralise les miasmes putrides, et détruit ainsi leurs pernicieux effets. En 1773, la cathédrale de Dijon était tellement infectée d'exhalaisons putrides, qu'après plusieurs tentatives inutilement faites pour la purifier, elle fut entièrement abandonnée. On invita Morveau, alors professeur de chimie à Dijon, à chercher s'il ne trouverait pas quelque moyen de détruire ces exhalaisons. Il mit 1 kilogramme d'acide sulfurique sur 3 kilogrammes de sel marin, dans une capsule de verre, sur un feu de charbon, dans le milieu de l'église; il se retira précipitamment et en fit fermer toutes les portes. Le gaz acide hydrochlorique remplit aussitôt tout le vaisseau, on pouvait même le sentir à la porte. Au bout de douze heures, les portes furent ouvertes, et on établit dans l'église un courant d'air pour en chasser le gaz. Il avait complètement détruit toute odeur putride [5].

L'acide hydrochlorique détruit les miasmes putrides.

---

[1] Bergman. II, 167.
[2] Chenevix trouva que la chaux ne précipite pas tout l'oxide, mais une portion seulement.
[3] Bergman, p. 172.
[4] Chenevix, on Palladium, p. 27.
[5] Journ. de Phys. I, 436.

## SECTION II.

*De l'Acide chloro-carbonique, ou chloro-oxi-carbonique.*

Cet acide fut découvert en 1812, par le docteur John Davy, qui lui donna le nom de *gaz phosgène*. J'ai donné, dans la première partie de cet ouvrage, un exposé de ses propriétés. Il a été jusqu'à présent si imparfaitement examiné, que le peu de faits dont on s'est assuré sur la nature de ce corps trouvent leur place dans le chapitre *carbone*. C'est le seul acide actuellement connu qui soit formé de deux soutiens de combustion unis à un combustible simple. Il est décomposé par un grand nombre de bases; mais il est possible qu'il soit susceptible de s'unir avec les chlorures et de former une classe de sels, entièrement nouvelle.

# TROISIÈME SUBDIVISION.

### COMPOSÉS D'IODE AVEC SOUTIENS DE COMBUSTION ET COMBUSTIBLES.

Les chimistes n'ayant eu connaissance de l'iode que depuis un très-petit nombre d'années, il n'est pas surprenant qu'il n'ait pas encore été fait beaucoup de recherches sur les composés que forme cette nouvelle substance; il nous suffira de trois chapitres pour exposer tout ce qui est actuellement connu relativement à ces corps. Dans le premier chapitre nous décrirons les combinaisons de l'iode avec les soutiens simples de combustion; le second aura pour objet les *iodures;* et dans le troisième nous traiterons des acides produits par l'union de l'iode avec les combustibles simples.

# CHAPITRE PREMIER.

*Des composés de l'Iode avec les soutiens de combustion.*

L'IODE peut se combiner avec l'oxigène et avec le chlore. Il forme avec chacun de ces deux corps un acide. Le composé d'iode et d'oxigène s'appelle *acide iodique*, et on donne le nom d'acide *chloro-iodique* à la combinaison de l'iode et du chlore. Nous allons nous occuper de l'un et de l'autre de ces acides, dans les deux sections qui vont suivre.

## SECTION PREMIÈRE.

*De l'Acide iodique.*

CE fut Humphry Davy qui obtint le premier cet acide pur. J'ai décrit en détail ses propriétés et sa composition dans la première partie de cet ouvrage [1]; mais il reste à parler des composés qu'il forme avec les acides et avec les bases salifiables.

I. La découverte des composés qu'il forme avec les acides est due à Humphry Davy [2]. On ne les a distingués jusqu'à présent par aucun nom, quoiqu'il ne paraisse pas y avoir lieu de douter que ce sont réellement des combinaisons chimiques. Composés avec

1. Si l'on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution concentrée d'acide iodique, il se précipite une substance solide, qui consiste dans les deux acides unis ensemble. Cette substance étant chauffée se fond, et produit, par le refroidissement, des cristaux rhomboïdaux, d'un jaune pâle, très-fusibles, et qui n'éprouvent aucune altération à la température à laquelle l'acide iodique est décomposé. Par une chaleur plus forte ces cristaux sont en partie sublimés, et en partie décomposés en oxigène, iode et acide sulfurique. Acide sulfurique.

2. Avec l'acide phosphorique, l'acide iodique forme un Acide phosphorique.

[1] Vol. I, p. 227.

[2] Phil. Trans. 1815, p. 204.

composé jaune cristallin, dont la production est accompagnée de phénomènes semblables.

Acide nitrique. 3. En introduisant de l'acide nitrique dans une dissolution concentrée d'acide iodique, il se dépose des cristaux blancs en lames rhomboïdales. En desséchant ces cristaux, ils se subliment en partie, et ils sont en partie décomposés en oxigène, iode et acide nitrique.

Acide borique. 4. L'acide borique peut se dissoudre, à l'aide de la chaleur, dans l'acide iodique concentré. On obtient, en évaporant la dissolution, une substance solide blanche, qui n'est pas aussi facilement décomposable par la chaleur que l'acide iodique lui-même.

Acides phosphoreux et oxalique. 5. Les acides phosphoreux et oxalique se dissolvent dans l'acide iodique concentré; mais, en chauffant la dissolution, l'acide iodique est décomposé, et il se forme de l'acide phosphorique ou carbonique. L'acide hydrochlorique décompose immédiatement l'acide iodique, et il se forme de l'acide chloriodique.

Composés avec bases. II. L'existence des composés d'acide iodique avec les bases salifiables, ou des *iodates*, ainsi qu'on les appelle actuellement, a été reconnue à-peu-près dans le même temps, et par Humphry Davy, et par Gay-Lussac; mais ce fut Davy qui les décrivit le premier.

Iodate d'ammoniaque 1. On peut obtenir l'*iodate d'ammoniaque* en saturant l'acide iodique avec l'ammoniaque. Il cristallise en petits grains, dont la forme n'a pas été déterminée. Projeté sur les charbons ardens, il détone avec sifflement, en donnant une faible lumière violette avec émission de vapeurs d'iode. Lorsqu'on le décompose par la chaleur, il se développe un gaz qui est un mélange d'azote et d'oxigène*. En supposant cet iodate formé de 1 atôme acide iodique + 1 atôme ammoniaque, ses parties constituantes seront

| | | |
|---|---|---|
| Acide iodique..... | 20,625..... | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125..... | 10,30 |

De potasse. 2. On prépare aisément l'*iodate de potasse* en traitant l'iode par la potasse. On a une dissolution incolore qui laisse déposer une poudre blanche consistant principalement en *iodate de potasse*. En le faisant digérer dans l'alcool, ce

* Gay-Lussac, Ann. de Chim. XCI, 80.

liquide se charge de la petite quantité d'*hydriodate* avec lequel il est mêlé, et l'iodate reste à l'état de pureté. Ses cristaux sont si petits, qu'il n'a pas été jusqu'à présent possible de leur assigner une forme. Ce sel est inaltérable à l'air. 100 parties d'eau, à la température de 14° centigrades, en dissolvent 7,43 parties. Lorsqu'il est chauffé au rouge, il se dégage de l'oxigène, et il reste de l'iodure de potassium. Sur les charbons ardens, ce sel fuse comme le nitre[1]. Il est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide iodique..... | 20,625..... | 100 |
| Potasse..... | 6,000..... | 29,09 |

3. En traitant l'iode par la soude, il se dépose dans la dissolution de petits cristaux prismatiques réunis en houpe, qui consistent en *iodate de soude*. Gay-Lussac l'obtint cristallisé en petits cubes. 100 parties d'eau, à la température de 14° centigrades, en dissolvent 7,3 de cet iodate. Lorsqu'il est chauffé suffisamment, il donne 24,45 pour 100 de gaz oxigène, et le surplus est de l'iodure de sodium. Ce sel fuse sur les charbons ardens comme le nitre. Cet iodate, ainsi que le précédent, détonent faiblement, lorsqu'étant mêlés avec du soufre, on frappe le mélange sur une enclume[2]. Il est composé de De soude.

| | | |
|---|---|---|
| Acide iodique..... | 20,625..... | 100 |
| Soude..... | 4,000..... | 13,29 |

Lorsqu'on met de l'iode dans une dissolution de soude jusqu'à ce que la liqueur commence à se colorer, cette dissolution, évaporée, donne de beaux cristaux en prismes hexaèdres coupés perpendiculairement à leur axe. Ces cristaux sont très-solubles, et contiennent beaucoup d'eau de cristallisation. Leur nature n'a pas été déterminée. Gay-Lussac les considère comme étant un sous-iodate de soude; mais cette opinion n'est pas très-probable. Il existe bien en effet un sous-iodate de soude, mais il cristallise en aiguilles.

4. En faisant dissoudre du carbonate de chaux dans l'acide iodique, ou en mêlant un sel à base de chaux avec l'iodate de potasse, il se produit un *iodate de chaux*. Il est ordinaire- De chaux.

[1] Gay-Lussac, Ann. de Chim. XCI, 74.
[2] *Ibid.* p. 79.

ment pulvérulent; mais on peut l'obtenir en cristaux dans une dissolution d'hydrochlorate ou d'hydriodate de chaux. Ces cristaux sont de petits prismes quadrangulaires. 100 parties d'eau bouillante en dissolvent 0,98 de ce sel, et 100 parties d'eau, à la température de 18° centigrades, en prennent 0,22. Il se comporte, lorsqu'il est soumis à l'action de la chaleur, comme l'iodate de potasse, si ce n'est qu'il faut pour en opérer la décomposition une température plus élevée. Son eau de cristallisation se monte à environ 3 pour 100[1]. L'iodate de chaux consiste en

| | | |
|---|---|---|
| Acide iodique..... | 20,625..... | 100 |
| Chaux..... | 3,625..... | 17,57 |

De barite. 5. L'*iodate de barite* s'obtient aisément par le même procédé que l'iodate de chaux. Il se précipite en une poudre qui devient farineuse en se desséchant. Quoiqu'en le tenant pendant long-temps exposé à une température correspondante à celle de l'eau bouillante, on ne peut parvenir à le dépouiller entièrement de son eau de cristallisation. Chauffé suffisamment, il se décompose en oxigène, iode et barite. 100 parties d'eau bouillante en dissolvent 0,16 de ce sel, et 100 parties d'eau, à 18 degrés centigrades, n'en prennent que 0,03. Cet iodate fuse à peine sur les charbons ardens[2]. Ses parties constituantes sont

| | | |
|---|---|---|
| Acide iodique..... | 20,625..... | 100 |
| Barite..... | 9,75..... | 47,27 |

De strontiane. 6. On se procure l'*iodate de strontiane* de la même manière que l'iodate de barite. Il est en petits cristaux qui, vus à la loupe, paraissent être des octaèdres. 100 parties d'eau bouillante en dissolvent 0,73 de ce sel, et 100 parties de ce liquide, à la température de 15° centigrades, en prennent 0,24. Cet iodate est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide iodique..... | 20,625..... | 100 |
| Strontiane..... | 6,5..... | 31,51 |

De zinc. 7. On peut former l'*iodate de zinc* en traitant par l'acide iodique du carbonate de zinc. On peut se le procurer aussi en mêlant la dissolution de sulfate de zinc avec celle d'un iodate

---

[1] Gay-Lussac, Ann. de Chim. XCI, 84.

[2] *Ibid.*

soluble qui ne soit pas très-concentré. Au bout de quelques heures, l'iodate de zinc se précipite en grains sphériques. Ce sel est très-peu soluble dans l'eau. Il fuse sur les charbons, mais beaucoup plus faiblement que l'iodate de potasse[1].

8. En mêlant une dissolution de nitrate d'argent avec de l'iodate de potasse, il se précipite un *iodate d'argent*. Ce sel est soluble dans l'ammoniaque : d'où il suit que l'ammoniaque nous fournit le moyen de séparer l'iodure d'argent, du chlorure et de l'iodate de ce métal ; car l'ammoniaque dissout les deux derniers de ces corps, et ne touche point au premier. Si à la dissolution on ajoute de l'acide sulfureux, l'iodate d'argent est changé en iodure de ce métal ; et comme tel, il devient insoluble dans l'ammoniaque : il est donc précipité, et il ne reste en dissolution que le chlorure d'argent[2]. D'argent.

9. Le nitrate d'argent, le nitrate de protoxide de mercure, le sulfate de peroxide de fer, le nitrate de bismuth et le sulfate de cuivre donnent, avec l'iodate de potasse, des précipités qui sont solubles dans les acides. Le nitrate de peroxide de mercure et le sulfate de manganèse ne sont pas précipités par cet iodate[3].

Les autres iodates ne sont pas encore connus, comme n'ayant pas été jusqu'à présent examinés par les chimistes.

---

## SECTION II.

### *De l'Acide chloriodique.*

Il a été traité avec assez d'étendue de cet acide dans la première partie de cet ouvrage[4]. Il ne paraît pas être susceptible de combinaison avec les bases. Quelle que soit celle qu'on lui présente, l'eau est toujours décomposée, et il se produit de l'acide hydrochlorique et de l'acide iodique.

---

[1] Gay-Lussac, Ann. de Chim. XCI, 85.
[2] *Ibid.* p. 84.
[3] *Ibid.* p. 86.
[4] Vol. I, p. 229.

## CHAPITRE II.

*Des Iodures.*

D'APRÈS ce qui nous est actuellement connu relativement à ces corps, je pense qu'il convient mieux de les décrire en traitant de leurs différentes bases. C'est donc dans le chapitre des combustibles simples qu'on trouvera l'exposé de tous les iodures dont nous avons connaissance.

## CHAPITRE III.

*Des Acides composés d'iode et d'un combustible.*

Nous ne connaissons qu'un seul acide formé par l'union de l'iode et d'un combustible, c'est-à-dire l'*acide hydriodique* composé d'iode et d'hydrogène. Cet acide sera l'objet de la section qui suit.

### SECTION PREMIÈRE.

*De l'Acide hydriodique.*

CET acide paraît avoir été découvert par M. Clément. Mais c'est à Gay-Lussac et Davy que nous devons la recherche de ses propriétés. Le moyen le plus facile de préparer cet acide consiste à mettre de l'iode dans de l'eau et à faire passer dans le liquide un courant de gaz hydro-sulfurique; l'hydrogène du gaz s'unit avec l'iode, et le soufre se précipite. Lorsque l'iode est dissous en totalité, on laisse la liqueur en repos pendant quelque temps jusqu'à ce que le soufre se soit déposé, et alors on la décante claire. En la chauffant ensuite, on en dégage l'excès d'acide hydro-sulfurique, et en l'évaporant avec précaution on peut la réduire à un grand état de condensation.

Les propriétés et la constitution de l'acide hydriodique ayant été décrites dans une partie précédente de cet ouvrage*,

* Vol. I, p. 261.

il ne nous reste qu'à parler actuellement des composés que cet acide forme en s'unissant aux différentes bases. Les proportions des parties constituantes de ces composés se déterminent aisément en se rappelant que le poids d'un atôme d'acide hydriodique est 15,75, et que dans chaque composé ce poids d'acide s'unit avec le poids de chacune des bases, tel qu'il est établi dans la dernière colonne de la table présentée vol. I, p. 592 de cet ouvrage.

1. La combinaison, à volumes égaux, de gaz ammoniacal et d'acide hydriodique donne naissance à l'*hydriodate d'ammoniaque*. On le prépare le plus ordinairement en saturant l'acide liquide avec l'ammoniaque. Cet hydriodate cristallise en cubes. Il est très-soluble dans l'eau et déliquescent à l'air. Il peut être sublimé en vaisseaux fermés sans éprouver de décomposition; mais si la sublimation a lieu avec le contact de l'air, il est en partie décomposé et il devient coloré; on le rend incolore en l'exposant à un air sec, ou en lui ajoutant un peu d'ammoniaque [1]. Cet hydriodate est composé de Hydriodate d'ammoniaque.

| | | |
|---|---|---|
| Acide hydriodique... | 15,75 .... | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125.... | 13,49 |

2. L'acide hydriodique dissout le carbonate de potasse avec effervescence, et cette dissolution saturée peut être considérée comme étant un *hydriodate de potasse* liquide. Mais si l'on essaye d'obtenir cet hydriodate en cristaux, il est transformé en iodure de potassium, et dans cet état il se sépare en cubes ayant l'apparence de sel marin. Gay-Lussac a prouvé évidemment que cette décomposition a lieu en effet en dissolvant dans l'eau, un poids donné d'iodure de potassium; et en l'obtenant ensuite en cristaux, il trouva que cet iodure n'avait acquis aucune augmentation de poids [2]. L'hydriodate de potasse est composé de De potasse.

| | | |
|---|---|---|
| Acide hydriodique... | 15,75.... | 100 |
| Potasse..... | 6 .... | 38,09 |

3. On peut préparer l'*hydriodate de soude* de la même manière que le précédent. Il cristallise en prismes rhomboï- De soude.

---

[1] Gay-Lussac, Ann. de Chim. XCI, p. 62.

[2] *Ibid.* p. 54.

daux applatis qui, en se réunissant ensemble forment des prismes plus épais, qui ont quelque ressemblance avec ceux de sulfate de soude. Ces cristaux contiennent beaucoup d'eau de cristallisation, et cependant ils sont très-déliquescens. Lorsqu'ils ont été desséchés, on peut les considérer comme étant un iodure de sodium [1]. L'hydriodate de soude est formé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide hydriodique... | 15,75... | 100 |
| Soude..... | 4 ... | 25,39 |

De chaux. 4. En saturant l'acide hydriodique avec du carbonate de chaux, on obtient l'*hydriodate de chaux* à l'état de pureté. Cet hydriodate peut être desséché à l'air sans éprouver de décomposition [2]; ses parties constituantes sont:

| | | |
|---|---|---|
| Acide hydriodique... | 15,75 ... | 100 |
| Chaux..... | 3,625... | 23,01 |

De barite. 5. L'hydriodate de barite cristallise en prismes très-fins, ayant l'aspect de ceux d'hydrochlorate de strontiane. Ce sel est très-soluble dans l'eau, et cependant peu déliquescent. Par une longue exposition à l'air, une portion de l'acide hydriodique se décompose et se dissipe. Il s'est formé du carbonate de barite et de l'hydriodate de cette base coloré par de l'iode que l'eau peut dissoudre. Cet hydriodate peut être chauffé jusqu'au rouge à l'abri du contact de l'air, sans éprouver aucune altération; mais si, lorsqu'il est rouge de feu, on donne accès à l'air ou à du gaz oxigène, il s'exhale des vapeurs d'iode, et le sel devient alcalin. A une température rouge l'hydriodate de barite est transformé en iodure de barium [3]. Ses parties constituantes sont,

| | | |
|---|---|---|
| Acide hydriodique.... | 15,75... | 100 |
| Barite..... | 9,75... | 61,90 |

De strontiane. 6. L'*hydriodate de strontiane* est très-soluble dans l'eau: Il se fond au-dessous de la température rouge. Cette fusion altère peu le sel, lorsqu'elle s'opère à vaisseaux clos; mais si elle a lieu avec le contact de l'air, il s'exhale des vapeurs d'iode, et l'hydriodate devient alcalin. Il est hors de

---

[1] Gay-Lussac, Ann. de Chim. XCI, p. 55.
[2] *Ibid.* p. 60.
[3] *Ibid.* p. 57.

doute que par sa fusion sans le contact de l'air, il est transformé en iodure de strontium [1]. Cet hydriodate est formé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide hydriodique... | 15,75.... | 100 |
| Strontiane..... | 6,5 .... | 41,20 |

7. L'*hydriodate de magnésie* est déliquescent ; il cristallise avec difficulté. Chauffé au rouge, sans le contact de l'air, l'acide se sépare et laisse la magnésie [2]. Cet hydriodate consiste en De magnésie.

| | | |
|---|---|---|
| Acide hydriodique... | 15,75.... | 100 |
| Magnésie..... | 2,5 .... | 15,87 |

8. En mettant de l'iode dans l'eau avec un excès de zinc, et en chauffant, il se produit un *hydriodate de zinc*. Le liquide passe d'abord au brun foncé; mais si l'on continue de chauffer, il y a plus de zinc dissous, et tout le liquide devient incolore comme l'eau; si après avoir évaporé la liqueur à siccité, on fait entrer en fusion le résidu, on obtient de beaux cristaux prismatiques, semblables à ceux d'oxide blanc d'antimoine. En le chauffant ainsi, on le convertit en un iodure de zinc. Chauffé avec le contact de l'air, il est décomposé; l'acide se dégage sous forme d'iode, et l'oxide de zinc reste [3]. Cet hydriodate consiste en De zinc.

| | | |
|---|---|---|
| Acide hydriodique... | 15,75 ... | 100 |
| Oxide du zinc..... | 5,125... | 32,53 |

9. L'hydriodate de potasse ne précipite point les dissolutions de manganèse, de nickel et de cobalt; d'où il suit que les hydriodates de ces métaux sont solubles dans l'eau. Suivant Gay-Lussac, tous les hydriodates des métaux qui peuvent décomposer l'eau jouissent de la même propriété; tandis qu'au contraire, les dissolutions des métaux qui ne décomposent pas l'eau, donnent des précipités avec l'hydriodate de soude.

Le précipité de cuivre est d'un *blanc grisâtre;* celui du plomb, *jaune orangé;* celui du protoxide de mercure, *jaune verdâtre;* celui du peroxide de mercure, *rouge orangé;* celui de l'argent, *blanc;* et celui du bismuth, *marron* [4].

---

[1] Gay-Lussac, Ann. de Chim. XCI, p. 60.
[2] *Ibid.* p. 63.
[3] *Ibid.* p. 65.
[4] *Ibid.* p. 67.

# QUATRIÈME SUBDIVISION.

## DES COMPOSÉS DE FLUOR AVEC SOUTIENS DE COMBUSTION ET COMBUSTIBLES.

Le *fluor* n'ayant point encore été obtenu jusqu'à présent à l'état de pureté, nous connaissons beaucoup plus imparfaitement les composés qu'il est capable de former avec d'autres corps que les combinaisons semblables du chlore et même de l'iode. Nous ignorons si le fluor est susceptible de s'unir avec les autres soutiens de la combustion, et de donner, par cette union, naissance à des acides, comme cela a lieu avec l'oxigène, le chlore et l'iode. Nous pouvons supposer par analogie, qu'il existe une classe semblable de corps qui seraient des fluorures, quoiqu'aucun d'eux n'ait été formé et examiné. Nous ne connaissons actuellement que trois composés du fluor et de trois corps combustibles, qui tous jouissent des propriétés acides. Cette subdivision ne comprendra donc, dans l'état actuel de nos connaissances, qu'un seul chapitre.

## CHAPITRE PREMIER.

### *Des Acides composés de fluor et d'un combustible.*

Les trois corps combustibles qui se combinent avec le fluor, sont l'*hydrogène*, le *bore* et le *silicium*, et il forme avec chacun de ces trois corps un acide puissant. Ces acides sont les acides *fluorique*, *fluoborique* et *fluosilicique*. Nous allons traiter de chacun d'eux dans les trois sections suivantes.

## SECTION PREMIÈRE.

### *De l Acide fluorique.*

Histoire. Le minéral appelé *fluor* ou *spath fusible*, et en Angleterre *sphath du comté de Derby*, ne fut convenablement distingué des autres espèces de spath, qu'à l'époque où Margraff pu-

blia, dans les Transactions de Berlin pour 1768, une dissertation sur cette substance. Après avoir prouvé, le premier, qu'elle ne contenait pas d'acide sulfurique, ainsi qu'on l'avait autrefois supposé, il essaya de la décomposer en distillant un mélange à parties égales de ce minéral et d'acide sulfurique. Il obtint, en procédant ainsi, un *sublimé blanc*, qu'il considéra comme étant le spath fluor lui-même, volatilisé par l'acide. Il remarqua, avec surprise, que la cornue de verre dont il s'était servi, était corrodée et même percée de trous. On n'avait pas poussé plus loin les recherches sur le fluor, lorsque Schéele découvrit, par le résultat de ses expériences, publiées trois ans après, en 1771, que cette substance consistait principalement dans de la chaux et un acide particulier, qui a été appelé *acide fluorique*.

Comme Schéele avait toujours fait usage, dans ses expériences, de vaisseaux de verre, ce n'était pas l'acide *fluorique* qu'il obtint, mais bien l'acide *fluosilicique*. Ce fut également ce dernier acide sur lequel Priestley fit des recherches dans son état gazeux. L'acide fluorique réel était donc resté inconnu jusqu'en 1808, époque où Gay-Lussac et Thénard [1] recherchèrent ses propriétés. Le sujet fut repris en 1812 [3] par John Davy, qui y ajouta quelques faits importans; et en 1813, Humphry Davy l'examina avec beaucoup d'attention, afin de vérifier, s'il était possible, l'hypothèse de M. Ampère, relativement à sa nature [2].

J'ai décrit, dans la première partie de cet ouvrage, le mode de préparation de cet acide pour l'avoir à l'état de pureté. J'ai détaillé ses propriétés, et j'ai établi les raisons qui doivent le faire considérer comme étant formé de 1 atôme fluor + 1 atôme hydrogène: il ne nous reste ici qu'à parler des composés que l'acide fluorique forme avec les différentes bases. Aucun de ces *fluates*, ainsi qu'on les appelle, n'a été jusqu'à présent analysé; mais on peut se former une idée de leur constitution en considérant que le poids d'un atôme d'acide fluorique est 2,125, et en supposant les fluates composés d'un atôme d'acide fluorique et d'un atôme de chacune des différentes bases salifiables.

---

[1] Recherches physico-chimiques. II, p. 1.
[2] Phil. Trans. 1812, p. 352.
[3] *Ibid.* 1813, p. 263.

Fluate d'ammoniaque.

1. En saturant l'acide fluorique pur avec de l'ammoniaque pure, il se produit un *fluate d'ammoniaque*. Ce sel, dans son état liquide, est neutre; mais en l'évaporant il devient acide par la perte d'une portion de l'ammoniaque qui se dégage. Ce fluate ne cristallise pas; mais en continuant l'évaporation, il se volatilise sous la forme de vapeurs blanches épaisses. Il précipite les dissolutions acides de toutes les terres alcalines et terres pures, parce que l'acide fluorique forme avec toutes les terres des composés insolubles [1].

De potasse.

2. En mettant de la potasse pure dans l'acide fluorique pur, il se produit une combinaison avec dégagement abondant de calorique. Le *fluate de potasse* ainsi formé a une saveur très-piquante. Il cristallise difficilement. Il est très-déliquescent et par conséquent très-soluble dans l'eau. Soumis à l'action de la chaleur, il éprouve d'abord la fusion aqueuse, et ensuite la fusion ignée. L'acide sulfurique le décompose en chassant l'acide fluorique sous la forme de vapeurs. Tous les sels terreux précipitent son acide en état de combinaison avec leurs bases [2].

De soude.

3. On prépare le *fluate de soude* de la même manière que le fluate de potasse. Il a beaucoup moins de saveur que ce dernier. Au feu il décrépite, et éprouve la fusion ignée. Il ne s'altère point à l'air. Il est plus soluble dans l'eau chaude que dans l'eau froide. Il se sépare de sa dissolution, par refroidissement, en petits cristaux, ou plus souvent en une croûte solide et transparente que forment ces cristaux à la surface de la liqueur: ce fluate est décomposé par les sels terreux et par l'acide sulfurique, précisément comme le fluate de potasse [3].

De chaux.

4. *Fluate de chaux*. Ce sel existe abondamment dans la nature, et c'est de lui en effet que s'extrait l'acide fluorique.

On le trouve fréquemment cristallisé. La forme primitive de ses cristaux est, suivant Haüy, l'octaèdre; mais on le rencontre souvent en cubes, dont les angles et quelquefois les bords sont tronqués: la forme de sa molécule intégrante est le tétraèdre régulier.

Le fluate de chaux n'a point de saveur. Sa pesanteur spécifique est 3,15. Il est insoluble dans l'eau et ne s'altère point à l'air.

---

[1] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques. II, p. 23. [2] *Ibid.* p. 18. [3] *Ibid.* p. 21.

Le fluate de chaux étant chauffé décrépite et luit fortement dans l'obscurité. Il émet cette lumière, même sous l'eau, ou dans le vide. Lorsqu'on le conserve chaud pendant quelques temps, il cesse de luire; et on ne peut lui faire recouvrer, par aucun procédé connu, sa propriété phosphorescente; si ce n'est cependant en le décomposant entièrement par l'acide sulfurique, et en le formant de nouveau. Schéele reconnut que le fluate de chaux nouvellement préparé est également phosphorescent comme le fluate natif. La cause de cette propriété remarquable du fluate de chaux n'est pas bien connue. Quoique le sel, par l'action continuée de la chaleur, ait cessé d'être phosphorescent, on ne s'aperçoit pas qu'il ait rien perdu de son poids, et il n'a éprouvé aucune altération dans ses autres qualités. A une forte chaleur, que Saussure place à la température de 51 degrés de Wedgewood [1], le fluate de chaux se fond en un verre transparent. Phosphorescent.

Nous devons considérer ce composé comme étant, en réalité, un *fluorure de calcium* ou un composé de fluor et de calcium, et suivant l'analyse de Davy, rectifiée par l'hypothèse que ce corps est un fluorure, sa constitution est:

| | | |
|---|---|---|
| Fluor | 2 | 100 |
| Calcium | 2,625 | 131,25 |

5. En versant de l'acide fluorique dans de l'eau de barite, le *fluate de barite* se précipite dans la liqueur en flocons blancs. Ce fluate n'a pas de saveur, il est insoluble dans l'eau; mais un excès d'acide fluorique le dissout. Les acides nitrique et hydrochlorique le dissolvent également [2]. On ne peut guère douter que ce composé ne soit réellement un fluorure de barium, et dans cette supposition, il consistera en De barite.

| | | |
|---|---|---|
| Fluor | 2 | 100 |
| Barium | 8,75 | 437,5 |

6. Ce sel peut être produit de la même manière que le précédent, et leurs propriétés sont absolument semblables. Le *fluate de strontiane* est une poudre blanche insoluble dans l'eau, mais qui se dissout dans l'acide fluorique, ainsi que dans les acides nitrique et hydrochlorique [3]. De strontiane.

---

[1] Journ. de Phys. XLV, 16.
[2] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques, II, 24.
[3] *Ibid.* II, 25.

De magnésie. 7. Le carbonate de magnésie se dissout avec effervescence dans l'acide fluorique. Le *fluate de magnésie* qui se produit est pulvérulent, insipide, insoluble dans l'eau, et se dissolvant à peine dans les acides. Lorsqu'on forme ce sel en versant du fluate de potasse dans du sulfate de magnésie, il est d abord sous la forme gélatineuse, et alors il est soluble dans les acides; mais dès qu'on l'a fait dessécher, il devient insoluble dans ces corps [1].

D'Ittria. 8. On obtient le *fluate d'yttria* en versant du fluate de potasse dans l'hydrochlorate d'yttria. Ce fluate est sous forme pulvérulente, insipide, et entièrement insoluble dans l'eau [2].

De glucine. 9. Le *fluate de glucine* peut être préparé de la même manière que le précédent. Il se précipite en une gelée qui se dissout dans l'eau chaude, et il se dépose en petits cristaux à mesure que la dissolution refroidit [3].

D'alumine. 10. En versant du fluate de potasse neutre dans une dissolution d'alun, il se précipite un *fluate d'alumine* sous la forme d'une poudre blanche. Ce fluate est insoluble dans l'eau, mais il se dissout dans un excès d'acide. Lorsqu'on le fait dessécher, les acides l'attaquent difficilement [4].

Cryolite. 11. *Fluate d'alumine et de soude.* Ce composé remarquable, trouvé natif dans le Groënland, a été décrit par les minéralogistes, sous le nom de *cryolite*; il a l'aspect d'une pierre. Sa couleur est le blanc grisâtre avec quelque transparence; lorsqu'on le brise, ses fragmens sont cubiques. Ce fluate est moins dur que le fluate de chaux. Il est cassant : sa pesanteur spécifique est 2,950; il se fond au chalumeau. D'après les analyses qui en ont été faites par Klaproth et Vauquelin, il est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide et eau | 40 | 47 |
| Soude | 36 | 32 |
| Alumine | 24 | 21 |
| | 100 [5] | 100 [6] |

Fluate de zircone. 12. En versant du fluate de potasse dans l'hydrochlorate

---

[1] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques. II, 26.
[2] *Ibid.* p. 29.
[3] *Ibid.* p. 27.
[4] *Ibid.*
[5] Klaproth's Beitrage. III, 214.
[6] Vauquelin, Minéralogie de Haüy. II, 400.

de zircone, on obtient une poudre blanche, insoluble, semblable aux autres fluates terreux [1]. Cette poudre est le *fluate de zircone.*

Il est extrêmement probable que tous ces fluates terreux, sont en réalité des *fluorures* ou des combinaisons du fluor avec les bases métalliques des terres.

13. L'acide fluorique dissout le fer, mais très-lentement, ce qui est dû, sans doute, à ce que le *fluate de fer* est insoluble. On peut obtenir aisément ce sel en mêlant ensemble du fluate de potasse et le sulfate de fer. Le fluate de ce métal se précipite en une poudre blanche, insipide, insoluble [2]. De fer.

14. L'acide fluorique dissout facilement l'oxide de cobalt, et cette dissolution produit un *fluate de cobalt* de couleur rouge et avec excès d'acide, qui s'y dépose par l'évaporation, en petits cristaux roses, moins acides que la dissolution. Ces cristaux acides ne se dissolvant pas complètement dans l'eau, il en résulte que traités avec ce liquide, ils se trouvent partagés en deux sels distincts; un fluate acide rose qui se dissout, et un fluate rose très-peu acide qui reste, sans être dissous, à l'état d'une poudre rouge [3]. De cobalt.

15. On obtient aisément le *fluate de manganèse* en versant du fluate de potasse dans du sulfate ou de l'hydrochlorate de manganèse. Le fluate se précipite en une poudre blanche insoluble dans l'eau, mais qui se dissout dans les acides [4]. De manganèse.

16. Le zinc se dissout facilement dans l'acide fluorique étendu: après un certain temps, le *fluate de zinc* qui s'est formé, se précipite en flocons gélatineux; il est blanc, insipide et insoluble dans l'eau. On fait aisément ce fluate en versant du fluate de potasse dans du sulfate de zinc [5]. De zinc.

17. L'acide fluorique n'agit pas sensiblement sur le plomb; mais lorsqu'on verse de cet acide dans une dissolution d'acétate de plomb, le *fluate de plomb* se précipite en lames brillantes. Ce fluate est faiblement acide au papier de tournesol. Il est insoluble dans l'eau, mais très-soluble dans les acides nitrique, hydrochlorique et fluorique. Il est fusible à la chaleur rouge, et devient jaune en perdant une portion de son De plomb.

---

[1] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques, II, 29.
[2] *Ibid.* p. 30.
[3] *Ibid.* p. 33.
[4] *Ibid.* p. 31.
[5] *Ibid.* p. 29.

acide. L'acide sulfurique le décompose, et il se produit beaucoup de vapeurs d'acide fluorique [1].

D'étain. 18. L'acide fluorique n'a point d'action sur l'étain, même à l'aide de la chaleur, au-moins lorsque cet acide est étendu d'eau. Il dissout facilement le peroxide d'étain, surtout s'il est en grand excès. La dissolution étant concentrée, elle devient opaque, ce qui est dû au *fluate d'étain* qui se dépose. En ajoutant un peu d'eau, le fluate se redissout presque complètement; mais la dissolution étant évaporée à siccité, le résidu est du fluate d'étain insoluble dans l'eau [2].

De cuivre. 19. L'acide fluorique n'attaque pas le cuivre, mais il dissout facilement le peroxide de ce métal, pourvu qu'il soit en excès. En évaporant la dissolution, le *fluate de cuivre* se dépose en petits cristaux bleuâtres. Le sulfate de cuivre n'est pas précipité par le fluate de potasse, à moins que les dissolutions ne soient concentrées [3].

De mercure. 20. L'acide fluorique n'agit point sur le mercure; mais il s'unit à l'aide de la chaleur avec le peroxide de ce métal dont il dissout une portion. En évaporant la dissolution, le *fluate de mercure* se précipite en petits cristaux jaunes lamelleux. Ces cristaux contiennent un excès d'acide. Traités par l'eau, on en peut enlever, par des lavages répétés, presque tout l'acide, et le peroxide de mercure reste [4].

D'argent. 21. L'acide fluorique dissout facilement l'oxide d'argent. Il en résulte un *fluate d'argent* ayant une saveur métallique très-forte, extrêmement soluble dans l'eau, et qui ne cristallise point. Il n'est pas volatil. Au feu, il se fond, perd son excès d'acide, et continue cependant d'être soluble dans l'eau. Il noircit les doigts. Il est précipité par l'acide hydrochlorique. Toutes les bases salifiables, excepté l'ammoniaque, en précipitent l'oxide d'argent. On ne peut pas former ce fluate par l'action directe de l'acide fluorique sur l'argent, mais il se produit aisément au moyen de l'argent et du fluate de mercure. Le fluate de potasse ne précipite point le nitrate d'argent [5].

Les autres fluates sont encore inconnus.

---

[1] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques, p. 34.
[2] *Ibid.* p. 31.
[3] *Ibid.* p. 32.
[4] *Ibid.* p. 35.
[5] *Ibid.* p. 33.

## SECTION II.

### *De l'Acide fluoborique.*

Cet acide fut découvert par Gay-Lussac et Thénard; mais Humphry Davy en expliqua le premier la nature réelle et en indiqua la composition. J'ai déja exposé le mode de préparation de cet acide, et décrit ses propriétés dans cet ouvrage[1].

Lorsqu'on chauffe le potassium ou le sodium dans le gaz acide fluoborique, le fluor se combine avec le métal alcalin, et le convertit en un fluorure, et tout le bore est séparé; mais le bore se trouvant entre-mêlé avec le fluorure solide, on ne peut en reconnaître les propriétés. En dissolvant le fluorure dans l'eau, il est transformé en fluate de potasse ou de soude, et le bore est dégagé sous forme pulvérulente[2]. Je considère cette expérience comme prouvant d'une manière satisfaisante, que l'acide fluoborique est réellement un composé de fluor et de bore. Si nous le supposons contenir un atôme de chacun de ses composans, sa constitution sera: Composition.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Fluor..... | 2 ..... | 100 ..... | 228,57 |
| Bore..... | 0,875 ... | 43,75 ... | 100 |

Je devrais décrire ici les composés formés par l'union de l'acide fluoborique avec les bases salifiables, composés auxquels on a donné le nom de *fluoborates*; mais on ne connaît encore de ces sels que le *fluoborate d'ammoniaque,* formé pour la première fois par Gay-Lussac et Thénard, et que, depuis, John Davy a étudié avec plus de soin.

L'acide fluoborique et l'ammoniaque peuvent s'unir en trois proportions, et donner ainsi naissance a des sels, dont le premier est un composé de 1 volume gaz acide fluoborique et de 1 volume gaz ammoniacal, et dont les parties constituantes sont: Fluoborate d'ammoniaque.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide fluoborique..... | 72,312 ..... | 8,536 |
| Ammoniaque ..... | 18,000 ..... | 2,125 |

[1] *Voyez* Vol. I, p. 286.

[2] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiques. II, p. 45.

Le second sel contient 1 volume d'acide fluoborique + 2 volumes gaz ammoniacal, et il consiste en

| | | |
|---|---|---|
| Acide fluoborique.. .. | 72,312 ..... | 4,268 |
| Ammoniaque..... | 36,000 ..... | 2,125 |

Le troisième sel est formé de 1 volume acide fluoborique + 3 volumes gaz ammoniacal; d'où il suit que sa composition est de

| | | |
|---|---|---|
| Acide fluoborique..... | 72,312 .... | 2,845 |
| Ammoniaque..... | 54,000 .... | 2,125 |

Si l'acide fluoborique est formé de 1 atôme fluor et de 1 atôme bore, le poids d'un atôme de cet acide serait 2,875. Dans cette supposition, le troisième sel consisterait en 1 atôme acide + 1 atôme ammoniaque; mais cette supposition n'est pas très-probable, car elle dénoterait une condensation extraordinaire du gaz acide fluoborique.

Le premier de ces fluoborates d'ammoniaque est une substance solide, opaque, semblable aux autres sels ammoniacaux.

Les second et troisième sont à l'état liquide, quoiqu'ils ne contiennent pas d'eau. Le premier peut être volatilisé par une douce chaleur dans des vaisseaux fermés. Le second et le troisième abandonnent peu à peu de l'ammoniaque par leur exposition à l'air, et ils sont transformés dans le premier des trois *.

---

## SECTION III.

### *De l'Acide fluosilicique.*

Ce fut cet acide que Schéele découvrit, et que Priestley examina depuis dans son état gazeux. Je partage l'opinion de Humphry Davy, que cet acide est un composé de fluor et de silicium, ce qui s'accorde mieux, selon moi, avec les phénomènes, que de le considérer comme étant, ainsi qu'on l'avait généralement admis, une dissolution de silice dans l'acide fluorique. Après avoir décrit, dans un chapitre précé-

---

* John Davy, Phil. Trans. 1812, p. 368.

dent de cet ouvrage, les propriétés de cet acide *, il ne reste plus qu'à traiter des composés qu'il forme avec les différentes bases salifiables.

1. On obtient aisément le *fluosilicate d'ammoniaque* en mêlant ensemble ses deux composans à l'état gazeux. Un volume d'acide fluosilicique condense deux volumes de gaz ammoniacal; d'où il suit que ce sel est formé en poids de Fluosilicate d'ammoniaque.

| | | |
|---|---|---|
| Acide fluosilicique..... | 108,992 ..... | 6,433 |
| Ammoniaque..... | 36 . ... | 2,125 |

Ce qui semble indiquer un composé de 2 atômes d'acide fluosilicique unis avec un atôme d'ammoniaque; mais les données d'après lesquelles le poids d'un atôme d'acide fluosilicique est établi, ne sont pas assez positives pour qu'on puisse faire aucun fonds sur de semblables déterminations.

Le fluosilicate d'ammoniaque est une poudre blanche, qui peut se sublimer à une douce chaleur dans des vaisseaux secs. Mis en contact avec l'eau, il est décomposé, le silicium se précipitant en partie à l'état de silice.

Nous ne connaissons pas d'autre fluosilicate à l'état de pureté que celui d'ammoniaque. Tous ceux que je vais décrire sont formés par l'union des bases salifiables avec l'acide dissous dans l'eau, et par conséquent privé d'environ les 0,33 de son silicium. Il est probable que cet acide est un composé de 2 atômes de silicium et de 3 atômes fluor. Mais le sujet est encore si obscur que nous ne pouvons offrir que des conjectures à cet égard.

2. En versant dans une dissolution aqueuse d'acide fluosilicique, une certaine quantité de potasse, ou de carbonate, sulfate, nitrate ou hydrochlorate de cet alcali, il se manifeste immédiatement un précipité gélatineux qui, étant desséché, devient d'un blanc de craie, et se sépare en petits grains détachés, semblables au sable d'un sablier. Cette poudre est le *fluosilicate de potasse*, ou une combinaison d'acide fluosilicique et de potasse. Ce fut Schéele qui reconnut le premier la nature de ce composé. De potasse.

Sa saveur est acide; il est soluble dans environ 150 parties d'eau bouillante; mais il se dépose en partie dans cette dissolution, à mesure qu'elle refroidit. Lorsqu'il est forte-

* Vol. I, p. 293.

ment chauffé, il se fond en un verre transparent, et perd son acide [1].

Gay-Lussac et Thénard ont également décrit ce sel [2]; mais ils ne paraissent pas s'être rappelé qu'il avait été déjà examiné par Schéele. Ce fluosilicate étant chauffé au rouge, l'acide fluosilicique se dégage. Il est décomposé avec effervescence par l'acide sulfurique. Il verdit toujours les couleurs bleues végétales, et il jouit encore de cette propriété, même après avoir été tenu pendant plusieurs heures en contact avec la potasse, la soude ou l'ammoniaque. Mais à chaud, la potasse et la soude le dissolvent complètement [3].

De soude. 3. Schéele assure que le *fluosilicate de soude* peut se préparer de la même manière que le précédent, et qu'il possède exactement les mêmes propriétés. [4] Gay-Lussac et Thénard ne purent se procurer que le fluate de soude ordinaire [5]. Je suis porté à considérer les expériences de Schéele comme étant exactes.

De chaux. 4. Le *fluosilicate de chaux* est ce sel très-commun dans la nature, qui n'a pas été jusqu'à présent distingué du fluate de chaux. Il est facile de le reconnaître; car lorsqu'après en avoir réduit une portion en poudre, on le chauffe dans des vaisseaux métalliques avec l'acide sulfurique, il se dégage du gaz acide fluosilicique, ce qui n'a pas lieu avec le fluate de chaux pur.

De barite. 5. En soumettant le nitrate ou l'hydrochlorate de barite à l'action de l'acide fluosilicique, il ne se manifeste d'abord aucun effet; mais au bout de quelques minutes, le mélange devient opaque, et il s'y dépose une foule de petits cristaux très-durs, insolubles dans l'eau, ainsi que dans les acides nitrique et hydrochlorique. Ces cristaux, qui sont le *fluosilicate de barite* [6], étant fortement chauffés avec le noir de fumée, n'éprouvent aucune altération.

On ne connaît point encore les autres fluosilicates, qu'on n'a point essayé jusqu'à présent d'examiner.

---

[1] Schéele, Crell's Annals. I, 214. Eng. Trans.

[2] Recherches physico-chimiques. II, 19.

[3] Gay-Lussac et Thénard, *ibid.*

[4] Mémoires de Chimie. I, 27.

[5] Recherches physico-chimiques. II, 21.

[6] *Ibid.* p. 25.

# CINQUIÈME SUBDIVISION.

## DES COMPOSÉS DE CYANOGÈNE AVEC SOUTIENS DE COMBUSTION ET COMBUSTIBLES.

Le Cyanogène diffère des soutiens simples de la combustion, en ce qu'étant formé de deux atômes de carbone et d'un atôme d'azote, il est combustible lui-même, à raison du carbone qu'il contient; mais son analogie avec ces corps est frappante, par la faculté qu'il a de s'unir avec certains soutiens de la combustion et corps combustibles sans éprouver de décomposition, et de former avec eux des composés qui jouissent de propriétés très-remarquables. C'est en conséquence de cette analogie que j'ai placé ces composés comme faisant suite à ceux qui consistent en soutiens simples de la combustion, unis à un combustible. Il est probable que les composés de cyanogène et de combustibles sont en grand nombre. Quelques-uns d'entre eux sont analogues aux oxides, et peuvent être, sous ce rapport, distingués par la dénomination de *cyanures*; mais ceux de ces composés qui, dans l'état actuel de nos connaissances, méritent la plus grande attention, jouissent des propriétés acides. Je me bornerai à les décrire, en présentant dans l'exposé que j'en ferai, des remarques sur les cyanures en petit nombre, qui nous sont actuellement connus. Cette subdivision comprendra donc deux chapitres. Dans le premier, je traiterai des composés du cyanogène avec les soutiens de la combustion. Le second aura pour objet les composés acides du cyanogène avec les combustibles.

## CHAPITRE PREMIER.

### *Des Composés de cyanogène et de soutiens de la combustion.*

Nous avons déjà traité du cyanogène dans une précédente partie de cet ouvrage *. Nous ne connoissons à présent qu'un seul soutien de la combustion avec lequel il puisse s'unir sans

* *Voyez* Vol. I, p. 274.

éprouver de décomposition. Ce soutien de combustion est le *chlore*, et le composé qu'il forme avec ce principe, a reçu le nom d'acide *chlorocyanique*. Ce sera le sujet de la section suivante.

---

## SECTION PREMIÈRE.

### *De l'Acide chlorocyanique.*

Berthollet annonça le premier l'existence de cet acide, qu'il appela acide *prussique oxigéné*. Gay-Lussac reconnut aussi le premier en, 1815*, la véritable nature de cet acide, et il lui donna le nom d'*acide chlorocyanique*.

Préparation. Gay-Lussac obtint l'acide chlorocyanique en procédant ainsi qu'il suit :

Il faisait passer un courant de chlore dans une dissolution d'acide hydrocyanique dans l'eau, jusqu'à ce que la liqueur décolorât l'indigo dissous dans l'acide sulfurique. Il la privait alors de l'excès de chlore qu'elle contenait, en l'agitant avec du mercure. Pour séparer ensuite l'acide chlorocyanique de ce liquide, il mit du mercure dans un flacon de verre, jusqu'aux trois quarts de sa capacité, et il acheva de le remplir avec une dissolution concentrée d'acide chlorocyanique et d'acide hydrochlorique. Ayant ensuite renversé ce flacon sur un bain de mercure, il plaça le tout sous le récipient de la machine pneumatique, et fit le vide jusqu'à ce que tout le mercure, et même le liquide, eussent été déplacés, et le flacon rempli par l'acide chlorocyanique à l'état de vapeur élastique. En rendant l'air dans le récipient, la vapeur se condensa en un liquide, et le mercure rentra dans le flacon.

Propriétés. L'acide chlorocyanique ainsi obtenu, est un liquide incolore, d'une odeur particulière si vive, qu'à une très-petite dose il irrite la membrane pituitaire, et détermine le larmoiement. Il rougit le tournesol, n'est point inflammable, et ne détone point lorsqu'on le mêle avec deux fois son poids d'oxigène ou avec l'hydrogène. Sa pesanteur spécifique à l'état de vapeur, déterminée par le calcul, est 2,152. Sa

---

* Ann. de Chim. XCV, 136.

dissolution aqueuse ne précipite point le nitrate d'argent, ni l'eau de barite. Les alcalis l'absorbent rapidement ; mais il en faut un excès pour détruire complètement son odeur. En ajoutant alors un acide à cette dissolution, il se produit une vive effervescence, avec dégagement d'acide carbonique ; et si l'on mêle un excès de chaux avec la dissolution acide, il se manifeste une odeur sensible d'ammoniaque. Ainsi l'acide chlorocyanique est décomposé en acides carbonique et hydrochlorique, et en ammoniaque.

Gay-Lussac a fait voir qu'un volume d'acide chlorocyanique, décomposé de cette manière, produit: Composition.

1 volume de gaz hydrochlorique.
1 volume de gaz acide carbonique.
1 volume de gaz ammoniacal.

D'où il suit que ses élémens sont :

2 volumes de vapeur carbone.
1 volume azote.
1 volume chlore.

Actuellement, 2 volumes carbone + 1 volume azote condensés en 1 volume, constituent le *cyanogène;* et Gay-Lussac a fait voir que l'acide chlorocyanique, lorsqu'on lui a enlevé son chlore, en le traitant avec l'antimoine, se trouve réduit à la moitié de son volume ; il s'ensuit donc que l'acide chlorocyanique est un composé de 1 volume cyanogène + 1 volume de chlore, unis ensemble sans aucun changement de volume. Sa pesanteur spécifique doit être, par conséquent, le terme moyen de celles des gaz cyanogène et chlore, et telle est en effet la pesanteur spécifique de cet acide ci-dessus indiquée. L'acide chlorocyanique est alors formé de 1 atôme cyanogène + 1 atôme chlore, ou sa composition en poids, est de

| | | |
|---|---|---|
| Cyanogène. . . . . | 3,250. . . . . | 100 |
| Chlore. . . . . | 4,5 . . . . . | 138,46 |

On peut obtenir l'acide chlorocyanique à l'état de mélange avec l'acide carbonique, ce qui le rend gazeux, lorsqu'après avoir saturé de chlore l'acide hydrocyanique, on distille la liqueur *.

* Gay-Lussac, Ann. de Chim. XCV, 200.

Cet acide a la propriété de précipiter en vert le fer de ses dissolutions. On produit cet effet en mettant de l'acide chlorocyanique dans une dissolution de fer, en ajoutant à ce mélange un peu de potasse, et enfin un peu d'acide, qui détermine la précipitation du fer. C'est cette propriété que Berthollet reconnut à l'acide chlorocyanique qui porta ce chimiste à considérer cet acide comme étant un corps particulier.

Les composés que l'acide chlorocyanique forme avec les bases, seraient des *chlorocyanates*. Mais d'après les faits que nous venons d'établir, il paraît que ces composés n'ont que très-peu de permanence.

---

## CHAPITRE II.

*Des Acides composés de cyanogène et de combustibles.*

Le cyanogène est susceptible de combinaison avec l'hydrogène, le soufre et le fer. Il forme avec chacun de ces corps des acides auxquels on peut donner les noms d'acides *hydrocyanique*, *sulfocyanique* et *ferrocyanique*. Nous allons nous en occuper dans les trois sections qui vont suivre.

---

### SECTION PREMIÈRE.

*De l'Acide hydrocianique ou prussique.*

Histoire. C'est à un accident que nous devons la découverte de cette substance importante.

Un préparateur de couleurs à Berlin, nommé Diesbach, voulant, en 1710, se procurer de la laque, en précipitant avec de la potasse, une décoction de cochenille, d'alun et de vitriol vert (sulfate de fer), demanda, à cet effet, de l'alcali à Dippel. Ce Dippel, chimiste, était celui qui avait découvert une huile animale particulière qui porte son nom, et qu'il préparait avec du sang. Il s'était servi, pour cette opération, de la potasse qu'il procura à Diesbach. Celui-ci, au-lieu d'avoir un précipité rouge comme il s'y attendait, obtint une poudre d'un très-beau bleu. Il fit part de ce phénomène à

Dippel, qui, soupçonnant que la formation de ce précipité était due à l'action de son alcali sur l'alun et le sulfate de fer, parvint aisément à le reproduire, et à trouver le moyen de se procurer, à volonté, la poudre bleue qu'avait obtenue Diesbach. Elle fut annoncée comme une couleur dans les Mélanges de Berlin pour 1710. Cependant cette histoire de sa découverte ne fut rendue publique, par Stahl, que 20 ans après [1].

La préparation de cette poudre, qu'on appela *bleu de Prusse*, et qui était devenue un objet lucratif de commerce, demeura secrète jusqu'à l'époque où le docteur Woodward publia, dans les Transactions philosophiques pour 1724, un procédé pour l'obtenir, en annonçant que la connaissance lui était venue d'Allemagne par un de ses amis. Par ce procédé, on se procure d'abord un alcali extemporané, en faisant détoner 124 grammes de nitre avec une quantité égale de tartre. On ajoute ensuite 124 grammes de sang de bœuf desséché. On mêle bien ensemble ces ingrédiens, on les met dans un creuset garni d'un couvercle qui porte une petite ouverture. On calcine à un feu modéré, jusqu'à ce que le sang n'émette plus ni fumée, ni flamme, capables de noircir tout corps blanc qu'on y expose. On augmente alors le feu de manière que toute la matière contenue dans le creuset devienne médiocrement, mais sensiblement rouge. Dans cet état, on y verse environ 2 kilogrammes d'eau, et on fait bouillir pendant une demi-heure. On décante cette première eau, et on continue d'en mettre dans le creuset jusqu'à ce qu'on l'en retire insipide. On réunit toutes ces liqueurs et on les réduit, par l'ébullition, à 2 kilogrammes; on fait dissoudre alors 31 grammes de sulfate de fer dans 186 grammes d'eau, et 248 grammes d'alun dans 2 kilogrammes d'eau bouillante. On mêle ensemble les trois dissolutions pendant qu'elles sont à la température de l'ébullition. Il se produit une vive effervescence, et il se précipite une poudre de couleur verte qu'on sépare par le filtre; on verse de l'acide hydrochlorique sur ce précipité jusqu'à ce qu'il soit devenu d'une belle couleur bleue, on le lave ensuite avec de l'eau et on le fait sécher [2]. Préparation.

---

[1] Stahl's Experimenta, Observat. animadvers. CCC numero. chim. et phys. p. 281.

[2] Phil. Trans. XXXIII, 15.

Les chimistes donnèrent différentes explications de la formation et de la nature de ce précipité. M. Brown, qui s'était empressé de répéter le procédé de Woodward, trouva qu'on pouvait substituer au sang, la chair du bœuf, et d'autres substances animales; que l'alun ne servait qu'à étendre la couleur, et que la teinte bleue était produite par l'action de l'alcali (altéré par le sang), sur le fer du sulfate de ce métal. Il reconnut aussi que le bleu de Prusse est insoluble dans l'acide hydrochlorique; que la couleur verte est due à un mélange de bleu de Prusse et d'oxide de fer, et que c'est en dissolvant cet oxide que l'acide hydrochlorique développe la couleur bleue [1].

Ces faits étaient sans doute d'une grande importance; mais ils ne répandaient aucune lumière sur la théorie du procédé. Geoffroy essaya le premier de rendre raison des résultats qu'on en obtenait. Après s'être assuré qu'on pouvait également les produire avec toute substance animale quelconque subtituée au sang, il supposa que le sang communique une portion de matière inflammable, ou phlogistique, à l'alcali; que cette matière inflammable revivifie le fer du sulfate de fer, et le rétablit ainsi à l'état métallique. Par une plus grande quantité de sang, qui augmente d'autant la matière inflammable, l'alcali devient capable de réduire une plus grande proportion de fer, et de produire ainsi tout d'un coup la couleur bleue au-lieu de la couleur verte [2]. Cette explication, dont se contentèrent dans le temps les meilleurs chimistes, était cependant loin d'être satisfaisante [3]. Macquer s'occupa bientôt après de cet objet, et les recherches de ce chimiste célèbre ajoutèrent, à ceux déja constatés par Brown, les nouveaux faits suivans.

Expériences de Macquer.

1.° En versant un alcali dans une dissolution de fer par un acide quelconque, le métal est précipité en jaune, et ce précipité est soluble dans les acides; mais si l'alcali qu'on emploie a été préalablement calciné avec le sang, et mis par conséquent à l'état qu'on a désigné par la dénomination d'*alcali prussien*, le précipité est vert. 2.° Ce précipité ne se dissout qu'en partie dans les acides; lorsqu'il est soumis à leur action, il en reste une portion en une poudre insoluble

---

[1] Phil. Trans. 1724, XXXIII, 17.
[2] Mém. Par. 1735.
[3] Lewis's, Neuman's chem. p. 72.

d'un bleu intense. Le précipité vert est donc composé de deux substances différentes, dont l'une est le bleu de Prusse. 3°. L'autre est l'oxide jaune de fer, et la couleur verte résulte du mélange des couleurs bleue et jaune des deux substances. 4.° Lorsqu'on chauffe ce bleu de Prusse, sa couleur bleue est détruite, et il devient exactement semblable à de l'oxide de fer ordinaire. Il est donc composé de fer et de quelque autre substance, que la chaleur peut en dégager. 5.° On enlève également au bleu de Prusse sa couleur, en le faisant bouillir avec un alcali pur, et cet alcali acquiert, en même-temps, la propriété de précipiter en bleu les dissolutions de fer dans les acides, et par conséquent, il se trouve précisément dans le même état que l'alcali prussien. 6.° Il y a donc, dans le bleu de Prusse, outre le fer, une autre substance qu'un alcali pur en peut séparer, et qui a par conséquent une affinité plus grande pour l'alcali que pour le fer. 7.° L'alcali, tenu en ébullition avec le bleu de Prusse, peut se saturer complètement de cette substance, qu'on peut appeler *matière colorante*, qui y accompagne le fer; et dans cet état de saturation, il a les propriétés d'un sel neutre. 8.° Aucun acide ne peut séparer cette matière colorante du fer après qu'elle s'y est unie. 9.° Lorsqu'on ajoute, à une dissolution de fer dans un acide, un alcali saturé de la matière colorante, une double décomposition a lieu; l'acide abandonne le fer pour s'unir à l'alcali, la matière colorante quitte l'alcali pour se combiner avec le fer, et cette combinaison forme le bleu de Prusse. 10.° Si, dans la préparation du bleu de Prusse par la méthode ordinaire, il se précipite un oxide jaune, c'est parce que la matière colorante, dont l'alcali n'est jamais saturé, n'est pas en quantité suffisante pour mettre, à l'état d'union avec elle, tout le fer que l'alcali déplace; il s'en mêle par conséquent une partie avec le bleu de Prusse formé. L'acide hydrochlorique dissout cet oxide, l'entraîne, et laisse le bleu de Prusse à l'état de pureté. Telles furent les conclusions que Macquer tira de ses expériences, dont les résultats ne furent pas moins importans par la découverte qu'ils procurèrent de la composition du bleu de Prusse, que par le nouveau jour qu'ils répandirent sur la nature des affinités, de cette branche importante de la chimie.

Cependant la nature de la matière colorante restait en-

core inconnue. Macquer, qui la supposait être le phlogistique, considérait le bleu de Prusse comme n'étant autre chose que du fer sur-saturé de phlogistique. C'est l'excès de ce principe, dans le bleu de Prusse, qui rend cette substance inattaquable par les acides, et non attirable à l'aimant. La chaleur, en lui enlevant cette dose excédante, la met à l'état de fer ordinaire [1]. D'après cette théorie, qui ne différait pas beaucoup de celle de Geoffroy, l'alcali saturé de la matière colorante du bleu de Prusse, reçut le nom d'*alcali phlogistiqué*. Macquer ayant observé que le bleu de Prusse précipite tous les métaux de leurs dissolutions, tandis qu'il ne produit aucun effet semblable sur les dissolutions alcalines et terreuses, il le proposa comme un excellent moyen d'essai pour découvrir la présence des corps métalliques.

Mais cette théorie de Macquer, adoptée pendant longtemps sans modification, cessa d'être considérée comme offrant une explication satisfaisante de la formation du bleu de Prusse, lorsque les chimistes se furent occupés de nouvelles recherches sur cette substance. Beaumé s'assura qu'à la distillation, elle donnait constamment une portion d'huile animale [2], produit qu'il était probable qu'on n'obtiendrait pas, si le bleu de Prusse ne contenait autre chose que le phlogistique et le fer. Deyeux et Parmentier, Bergman, Erxleben, Delius et Scopoli, en retiraient, en le distillant, beaucoup d'ammoniaque. Fontana reconnut qu'il détonait avec le nitre. Landriani trouva que, dans sa distillation, il se produisait une petite quantité d'un acide liquide et d'huile, et beaucoup de gaz azote et hydrogène carboné. Ces derniers faits devenaient encore plus inconciliables, si cela était possible, avec la théorie de Macquer. Morveau en présenta une autre en 1772 : il annonça, qu'outre le phlogistique, l'alcali phlogistiqué contenait encore un acide, dont l'action opérait principalement la production des phénomènes [3]. Sage affirma que la matière colorante, dans l'alcali phlogistiqué, était l'acide phosphorique. Lavoisier réfuta cette opinion [4]. Bergman annonça aussi qu'il soupçonnait, dans l'alcali phlogis-

---

[1] Macquer, Dictionnaire. I, 177.

[2] Chimie de Beaumé. II, 601.

[3] Digressions académiques, p. 249.

[4] Mém. Par. 1777, p. 77.

tiqué, la présence d'un acide, mais d'un acide inconnu [1].

Tel était alors l'état des connaissances des chimistes concernant la nature de cette matière colorante, lorsque Schéele se présenta et vint lever le voile qui la couvrait encore, en donnant, dans deux dissertations sur le bleu de Prusse, publiées dans les Transactions de Stockholm pour 1782 et 1783 [2], l'explication de la composition et des propriétés de cette substance.

Il observa que l'alcali prussien, après avoir été exposé pendant quelque temps à l'air, perdait la propriété de former le bleu de Prusse; et qu'il fallait, par conséquent, que la matière colorante s'en fût séparée.

Découverte de l'acide prussique.

Schéele ayant gardé pendant quelque temps une petite quantité d'alcali prussien dans un grand ballon de verre fermé avec un bouchon de liége, il reconnut que ni cet alcali, ni l'air du ballon n'avaient éprouvé aucun changement quelconque. Il en conclut que, par l'exposition à l'air de cet alcali, sa matière colorante lui était enlevée par quelque chose qui n'existait pas dans le vaisseau de verre. Etait-ce le gaz acide carbonique? Pour s'en assurer, il mit de l'alcali prussien dans un ballon de verre rempli de ce gaz, et au bout de vingt-quatre heures, cet alcali avait perdu la faculté de produire le bleu de Prusse. Le gaz acide carbonique déplace donc la matière colorante. Il répéta cette expérience en tenant suspendu dans le ballon un morceau de papier, préalablement trempé dans une dissolution de sulfate de fer, et sur lequel il avait laissé tomber deux gouttes d'une lessive alcaline, à l'effet d'en précipiter le fer. On retira ce papier au bout de deux heures, et en versant dessus un peu d'acide hydrochlorique, il devint d'un beau bleu. L'acide carbonique a donc la propriété de séparer la matière colorante de l'alcali sans la décomposer.

Schéele trouva aussi que d'autres acides produisent le même effet. Il en conclut que la matière colorante peut être obtenue séparément. Il fit en conséquence un grand nombre d'essais pour se la procurer dans cet état de séparation, et à la fin il s'arrêta au procédé suivant, qui lui réussit parfaitement.

---

[1] Notes on Scheffer. § 165.
[2] Schéele. II, 141.

Préparation. On fait bouillir pendant quelques minutes dans un vaisseau de verre, un mélange de 10 parties de bleu de Prusse en poudre, de 5 parties de peroxide de mercure et de 30 parties d'eau. La couleur bleue disparaît, et le mélange en prend une verte jaunâtre. On filtre la liqueur, et on lave complètement le résidu sur le filtre avec 10 parties d'eau chaude. L'oxide de mercure décompose le bleu de Prusse; il lui enlève sa partie colorante, il s'y unit, et forme avec elle un sel soluble dans l'eau; ainsi les parties composantes non solubles du bleu de Prusse, ont dû rester sur le filtre, et le sel mercuriel, produit par l'union de la matière colorante avec le mercure, est contenu dans la liqueur filtrée. On fait digérer ce liquide mercuriel sur deux parties et demie de limaille de fer bien net; on y ajoute en même-temps une partie d'acide sulfurique concentré, et on agite le mélange. La limaille de fer est dissoute, et le mercure, jusqu'alors tenu en dissolution, est précipité à l'état métallique. La cause de ce changement subit est évidente. Le fer désoxide le mercure, et au moment où il produit cet effet, il est dissous par l'acide sulfurique, dont l'affinité pour ce métal est plus forte que celle de la matière colorante. Il ne reste donc plus en dissolution que du sulfate de fer et la matière colorante.

Mais comme cette matière colorante est volatile, le sulfate de fer ne l'étant pas, il est facile de l'obtenir séparément par la distillation du mélange à une douce chaleur. La matière colorante passe avec le premier quart de la liqueur dans le récipient; mais elle y est a l'état de mélange avec un peu d'acide sulfurique, dont on la débarrasse, en distillant une seconde fois sur une certaine quantité de carbonate de chaux. L'acide sulfurique se combine avec la chaux, se précipite, ce que la matière colorante ne peut faire, parce que l'acide carbonique a plus d'affinité qu'elle pour la chaux. C'est ainsi qu'on obtient cette matière colorante à l'état de pureté.

Composition. Pour reconnaître ensuite quelles pouvaient être les parties composantes de la matière colorante, Schéele, après avoir formé un bleu de Prusse très-pur, le soumit à la distillation, en augmentant le feu jusqu'à ce que le vaisseau fût devenu rouge. La petite quantité d'eau qu'il avait mise dans le récipient contenait une portion de la matière bleue colorante et d'ammoniaque; et l'air du récipient était un mélange d'azote, de gaz acide carbonique et de matière colorante. Il conclut

de cette expérience et de plusieurs autres encore, que la matière colorante est un composé d'ammoniaque et d'huile. Mais lorsqu'il essaya de confirmer, par la synthèse, cette théorie de formation, en combinant ensemble de l'ammoniaque et de l'huile, il ne put réussir à produire la matière colorante. Il fut alors forcé de changer d'opinion, et il finit par conclure que la matière colorante est un composé d'ammoniaque et de charbon. Il mit dans un creuset un mélange, à quantités égales, de charbon pulvérisé et de potasse, qu'il tint pendant un quart d'heure à une chaleur rouge; il y ajouta alors de l'hydrochlorate d'ammoniaque en petits morceaux, en les poussant vers le fond du mélange en fusion, qu'il continua de chauffer pendant quelques minutes, jusqu'à ce qu'il ne s'en exhalât plus de vapeurs ammoniacales. Il le mit ensuite dans une certaine quantité d'eau, et il trouva que la dissolution avait toutes les propriétés du prussiate alcalin. C'est ainsi que Schéele parvint à former la matière colorante.

Morveau désigna, dans le premier volume de la partie chimique de l'Encyclopédie méthodique, cette matière colorante par la dénomination d'*acide prussique*, dénomination qui fut bientôt généralement adoptée en Angleterre et en France.

Les belles expériences de Schéele furent répétées en 1787, par Berthollet, qui les poussa beaucoup plus loin encore. Cet illustre chimiste sut faire une application habile des résultats de ses précédentes expériences sur la nature de l'ammoniaque, à l'explication de la composition de la matière colorante du bleu de Prusse. Il trouva d'abord que l'alcali phlogistiqué est un sel triple, composé d'acide prussique, d'alcali et d'oxide de fer; qu'on peut l'obtenir en cristaux octaèdres; qu'en versant de l'acide sulfurique dans une dissolution de ce sel, et en l'exposant au soleil, elle laisse précipiter du bleu de Prusse. Il chercha ensuite à connaître les parties composantes de l'acide prussique. En versant du chlore dans de l'acide prussique obtenu par le procédé de Schéele, l'acide devient plus odorant, plus volatil, moins susceptible de combinaison avec les alcalis, et précipitant en *vert*, et non en bleu, le fer de ses dissolutions. Berthollet conçut que, dans ce cas, l'acide prussique s'était combiné avec l'oxigène, qu'il avait acquis des propriétés nouvelles, et s'était converti en une autre substance qu'il appela *acide prussique oxigéné*.

Berthollet conclut de ces expériences et d'autres sembla-

bles, que l'acide prussique ne contient pas l'ammoniaque toute formée; mais que c'est un composé triple de carbone, d'hydrogène et d'azote dans des proportions qu'il n'a pu déterminer. Cette conclusion de Berthollet fut vérifiée et complètement confirmée par Clouet, qui parvint à former[1] de l'acide prussique, en faisant passer du gaz ammoniacal à travers un tube de porcelaine rouge de feu contenant du charbon. Cette expérience ne réussit qu'autant que le tube est très-fortement chauffé[2].

Proust publia, en 1806, un mémoire des plus intéressans sur l'acide prussique et sur ses composés[3]. Quoiqu'il ne fût pas parvenu à se procurer l'acide isolé ni à reconnaître ses parties constituantes, il signala, avec une exactitude rigoureuse, un grand nombre de faits nouveaux et importans, qui furent d'une grande utilité, comme ayant aidé aux recherches subséquentes de Gay-Lussac. C'est à ce chimiste célèbre que nous sommes redevables d'un procédé facile pour se procurer l'acide prussique pur, d'une description exacte de ses propriétés, lorsqu'il a été obtenu dans cet état, et de la détermination précise de sa composition et constitution[4].

Expériences de Gay-Lussac.

Comment on l'obtient pur.

Après avoir introduit dans une petite cornue tubulée un mélange de prussiate de mercure[5] et d'acide hydrochlorique, on adapte au bec de cette cornue un tube horisontal de verre, d'environ six décimètres de longueur et un centimètre et demi de diamètre intérieur. On remplit le premier tiers de ce tube, à partir de la cornue, de petits morceaux de marbre, afin de retenir tout l'acide hydrochlorique qui pourrait se dégager, ce qu'il faut éviter avec soin autant que possible. Les deux autres tiers du tube contiennent du chlorure de calcium fondu, également en petits morceaux, pour retenir et condenser l'eau. A l'extrémité de ce tube est adapté un petit récipient, qu'on entoure de glace, ou mieux encore, d'un mélange frigorifique. On chauffe doucement la cornue; l'acide prussique ou hydrocyanique passe et se dépose

---

[1] Ann. de Chim. XI, 30.
[2] Journ. de l'Ecole imp. polytech. p. 436.
[3] Ann. de Chim. LX, 185.
[4] *Ibid.* XCV, 136.
[5] On obtient ce sel en faisant bouillir ensemble du peroxide de mercure et le bleu de Prusse, et en évaporant la dissolution formée, jusqu'à ce qu'elle cristallise. Les cristaux sont le *prussiate de mercure*.

d'abord dans la première portion du tube sur le marbre; mais, par l'application d'une chaleur ménagée, il est facile de lui faire parcourir toute la longueur du tube, et de le faire arriver dans le récipient*.

L'acide hydrocyanique ainsi préparé, est un liquide incolore, ayant une forte odeur, qui ressemble à celle des fleurs de pêcher. Sa saveur piquante, qui paraît d'abord fraîche, produit bientôt dans la bouche une sensation brûlante, paraissant très-asthénique, et étant un véritable poison. Sa pesanteur spécifique, à la température de 7° centigrades, est de 0,7058, et de 0,6969 à 18°. L'acide hydrocyanique bout à la température de 26°,5 centigrades, et se congèle à environ 15° au-dessous de zéro. Le froid qu'il produit, en se réduisant en vapeur à l'air, même d'un air à la température de 20°, suffit pour le congéler. La densité de sa vapeur, comparée à celle de l'air, est, par expérience, de 0,9476; par le calcul, elle devrait être de 0,9368. Propriétés.

En faisant passer l'étincelle électrique dans un mélange de vapeur d'acide hydrocyanique et de gaz oxigène, il se produit une détonation. 100 en volumes de la vapeur exigent, pour la combustion complète, 125 d'oxigène : on a, pour produit, 100 d'acide carbonique, mêlé avec 50 d'azote. 100 de l'oxigène ont été employés à la formation de l'acide carbonique; les 25 de l'oxigène restant, ont dû se combiner avec de l'hydrogène; et cette quantité d'hydrogène avec laquelle les 25 d'oxigène se sont combinés, a dû être de 50 : il s'ensuit donc que l'acide hydrocyanique consiste en

1 Volume de vapeur de carbone,
½ Volume azote,
½ Volume hydrogène,

condensés en un volume. On aura donc la pesanteur spécifique de l'acide, en ajoutant ensemble la pesanteur spécifique d'un volume de carbone avec la moitié de chacune de celles des gaz azote et hydrogène. Le résultat de cette addition est 0,9368, qui ne diffère que d'environ 1 pour 100 de la pesanteur spécifique déterminée par l'expérience.

En chauffant le potassium dans la vapeur d'acide hydrocyanique, la vapeur disparaît totalement, et elle est rem- Composition.

* Ann. de Chim. XCV, p. 144.

placée par une quantité de gaz hydrogène qui s'élève à la moitié de son volume. Le potassium est converti en une masse spongieuse grise qui se fond aussitôt en prenant une couleur jaune. Si l'on met cette matière dans l'eau, elle s'y dissout sans effervescence, et l'eau contient une dissolution de prussiate simple de potasse D'après cette expérience, il est évident que le potassium absorbe tout l'acide hydrocyanique, à l'exception de l'hydrogène ; mais si l'hydrogène étant enlevé à l'acide hydrocyanique, il ne reste que du cyanogène, il est évident que cet acide est un composé de cyanogène et d'hydrogène, et on ne peut douter qu'il ne consiste dans des volumes égaux de ces deux corps unis ensemble sans aucune condensation ; d'où il suit que sa pesanteur spécifique est le terme moyen de celles du cyanogène et de l'hydrogène.

| | |
|---|---|
| Pesanteur spécifique du cyanogène. | 1,804 |
| *Id.* de l'hydrogène..... | 0,0694 |
| | 1,8734 |
| Terme moyen..... | 0,9367 = |

Pesanteur spécifique de l'acide hydrocyanique. Ou, en d'autres termes, l'acide hydrocyanique est un composé de 1 atôme cyanogène + 1 atôme hydrogène, de manière que son poids est de 3,375, et ceux de ses parties constituantes, savoir :

| | | |
|---|---|---|
| Cyanogène..... | 3,25..... | 100 |
| Hydrogène..... | 0,125..... | 3,846 |

On ne peut conserver l'acide hydrocyanique sans qu'il se décompose. Il se forme de l'ammoniaque, et il se dépose une certaine quantité de matière charbonneuse nécessairement azotée, car les deux tiers de l'azote dans l'acide doivent rester avec le charbon ; de sorte que cette substance charbonneuse est un azoture de carbone.

Action de soutiens de combustion.

II. L'iode, volatilisé dans la vapeur hydrocyanique, ne lui fait éprouver aucune altération. En faisant passer l'étincelle électrique dans un mélange de cette vapeur et de gaz oxigène, l'acide est décomposé avec combustion. Le chlore déplace l'hydrogène, et forme l'acide chlorocyanique.

Action des combustibles.

III. L'azote n'exerce aucune action sur l'acide hydrocyanique. Il en est de même de l'hydrogène, du carbone, du bore, du silicium et du phosphore, au-moins autant qu'on a

pu le reconnaître. Le soufre décompose cet acide, en déplaçant l'hydrogène et en le convertissant en acide sulfocyanique ou chyazique sulfuré.

L'arsenic n'agit point sur l'acide hydrocyanique. On n'a point essayé l'effet du tellure.

Le potassium et le sodium chauffés dans l'acide hydrocyanique, absorbent le cyanogène, et sont convertis en cyanures, tandis que l'hydrogène se dégage.

La barite, la potasse et la soude absorbent également le cyanogène à l'aide de la chaleur, et deviennent aussi des cyanures, en laissant l'hydrogène se dégager.

En faisant passer la vapeur d'acide hydrocyanique à travers du fer rouge de feu, l'acide est complètement décomposé. Il se dépose du carbone tout à l'entour du fer, et il s'y combine en partie; tandis qu'il se développe des volumes égaux d'azote et d'hydrogène à l'état gazeux. La même décomposition a lieu en faisant passer la vapeur à travers un fil de platine rouge de feu.

Le peroxide de cuivre chauffé au rouge décompose complètement la vapeur d'acide hydrocyanique, l'oxide est réduit, il y a formation d'eau, et développement d'un gaz qui est un mélange de deux volumes d'acide carbonique et d'un volume d'azote. A la température ordinaire de l'atmosphère, l'oxide de cuivre convertit l'hydrogène de l'acide en eau, et il se dégage du cyanogène.

Le peroxide de manganèse absorbe complètement, et en peu d'heures, la vapeur d'acide hydrocyanique; il se forme de l'eau, mais le cyanogène ne se manifeste point.

Lorsqu'on chauffe du peroxide de mercure dans la vapeur hydrocyanique, il se produit une action si vive, que la chaleur qui se dégage suffit pour détruire le composé qui devrait se former. Si l'on fait agir à froid l'oxide de mercure sur la vapeur hydrocyanique, la vapeur est absorbée par l'oxide, et en chauffant ensuite l'oxide ainsi saturé de vapeur hydrocyanique, il y a formation d'eau qui se dégage, et il reste la substance autrefois connue sous le nom de prussiate de mercure, et qui est bien réellement un cyanure de mercure *.

* Les propriétés de l'acide hydrocyanique dont on vient d'exposer le détail, ont été déterminées par Gay-Lussac. Ann. de Chim. XCV, p. 144.

Expériences de Schéele.

Les faits établis par Schéele, relativement à l'action de l'acide hydrocyanique sur les oxides métalliques, nous paraissent mériter d'être rappelés ici.

De toutes les dissolutions métalliques essayées par Schéele, l'acide prussique pur n'en précipite que trois, savoir :

1. Le nitrate d'argent, qui est précipité en blanc.
2. Le nitrate de mercure, en noir.
3. Le carbonate de fer, en vert, passant au bleu.

L'acide n'a aucune action sur les oxides,

| | | |
|---|---|---|
| 1. de platine. | 4. de plomb. | 7. de manganèse. |
| 2. de fer. | 5. de bismuth. | 8. d'arsenic. |
| 3. d'étain. | 6. d'antimoine. | 9. de molybdène. |

10. L'or, précipité par les carbonates alcalins, est rendu blanc par cet acide.

11. Il dégage l'acide carbonique de l'oxide d'argent précipité par les mêmes alcalis ; mais l'oxide reste blanc.

12. Il dissout le peroxide de mercure, et forme avec lui un sel qui peut s'obtenir en cristaux. Ce sel est le cyanure de mercure.

13. L'oxide de cuivre, précipité par le carbonate de potasse, fait effervescence dans cet acide, et acquiert une couleur d'un jaune légèrement orangé.

14. L'oxide de fer, précipité du sulfate de ce métal par le carbonate de potasse, fait effervescence dans l'acide, et devient bleu.

15. L'oxide de cobalt, précipité par le même alcali, donne quelques indices d'effervescence, et il devient brun jaunâtre *.

On a donné le nom d'*hydrocyanates* aux sels que l'acide prussique ou hydrocyanique forme avec les différentes bases. Comme on ne peut guère employer ces sels à aucun objet d'utilité, à raison de leur peu de permanence, ils ont été à peine examinés depuis Schéele, qui le premier nous les fit connaître.

---

* Schéele. II, 169.

## SECTION II.

### *De l'Acide sulfocyanique, ou Acide chyazique sulfuré.*

Cet acide fut découvert en 1808, par M. Porett, qui, dans une dissertation publiée bientôt après, le fit connaître sous le nom d'*acide prusseux*, parce qu'il le considérait comme différant de l'acide prussique ordinaire, en ce qu'il était avec une proportion moindre d'oxigène [1]. Il s'assura depuis qu'il contenait du soufre, et il publia, en 1814, l'exposé détaillé de ses propriétés, sous la dénomination d'*acide chyazique sulfuré*, en le reconnaissant comme un composé d'acide prussique et de soufre [2]. Gay-Lussac le forma dans le cours de ses expériences sur le cyanogène, et il en parle sans paraître avoir fait attention à la circonstance [3]. Ses expériences ont pour objet de faire voir que cet acide ne contient pas seulement le cyanogène et le soufre, mais aussi de l'hydrogène, ce qui est conforme à la manière de voir de M. Porett. Je pense qu'il est plus probable que ce composé est réellement formé d'un atôme de cyanogène et d'un atôme de soufre, différant de l'acide hydrocyanique, en ce que le soufre y remplace l'hydrogène. Découverte.

Un des moyens qu'employait M. Porett pour se procurer l'acide sulfocyanique, ou chyazique sulfuré, consiste à faire bouillir pendant très-long-temps une dissolution dans l'eau, d'une partie de sulfure de potasse, avec trois ou quatre parties de bleu de Prusse en poudre, ajouté par intervalle. Il se produit un sulfure de fer, et un liquide neutre incolore, qui contient une quantité considérable d'acide chyazique sulfuré combiné avec de la potasse, mais en état de mélange avec beaucoup d'hyposulfite de potasse et de sulfate de potasse. On donne à ce liquide un état d'acide décidé par une addition d'acide sulfurique en quantité suffisante. Alors on le tient pendant un peu de temps à un degré de chaleur voisin de l'ébullition; et quand il est Préparation.

[1] Transactions of the Society for the Encouragement of Arts, Manufactures, and Commerce, XXVII. — Phil. Mag. XXXVI, 196.

[2] Ann. de Chim. et de Phys. Tom. I, p. 120.

[3] Ann. de Chim. XCV, p. 196.

froid, on y ajoute un peu de peroxide de manganèse en poudre fine, qui le fait tourner à une belle couleur cramoisie. Après avoir filtré cette liqueur, on y mêle une dissolution contenant du sulfate de peroxide de cuivre, et du sulfate de protoxide de fer, dans les proportions de deux parties du premier sel, sur trois du second, jusqu'à ce que la couleur cramoisie disparaisse. Alors il se produit un précipité blanc très-abondant, qui est un composé d'acide chyazique sulfuré et de protoxide de cuivre. On fait bouillir ce sel avec une dissolution de potasse, qui dissout l'acide, et laisse le protoxide de cuivre. Si l'on mêle alors de l'acide sulfurique avec la potasse liquide, et qu'on distille le mélange dans une cornue, l'acide chyazique sulfuré passe dans le récipient. Il contient un peu de soufre et d'acide sulfurique en état de mélange avec lui; on l'en dépouille aisément en le saturant par du carbonate de barite, et en précipitant ensuite la barite par une addition soignée d'acide sulfurique [1].

Propriétés. L'acide chyazique sulfuré ainsi obtenu, est un liquide transparent incolore [2], ayant une odeur comme piquante, et qui ressemble un peu à celle d'un fort acide acétique. Sa pesanteur spécifique, au plus haut point de concentration où M. Porett ait pu l'obtenir, était de 1,022. A la température de l'eau bouillante, il se dissout un peu de soufre; mais la plus grande portion de cette substance dissoute, se précipite à mesure que le liquide refroidit. La présence du soufre dans la dissolution peut être décélée par le nitrate d'argent, que l'acide, lorsqu'il est pur, précipite en blanc, tandis que ce précipité est d'une couleur foncée, lorsque l'acide contient du soufre en dissolution.

Lorsqu'on distille l'acide chyazique sulfuré, il abandonne un peu de soufre, et une portion de l'acide est décomposée; de sorte qu'il serait possible de le détruire en entier par des distillations répétées.

En mêlant cet acide avec le nitrate de plomb, il ne se produit aucun changement à froid. Mais si, après avoir ajouté un peu d'acide nitrique au mélange, on le chauffe, il se produit une action des plus vives, il y a dégagement de deutoxide d'azote, et il se précipite du sulfate de plomb. On

---

[1] Porett, Phil. Trans. 1814, p. 547.
[2] Il acquiert quelquefois une couleur d'œillet.

voit donc ainsi que l'acide chyazique sulfuré contient le soufre comme partie constituante. 26 centigrammes de chyazate sulfuré de cuivre, contenant environ 10 centigrammes d'acide, furent decomposés par de l'acide nitrique dans lequel on avait préalablement dissous de l'hydrochlorate de barite. Il y eut formation d'environ 47 centigrammes de sulfate de barite, contenant 7 centigrammes environ de soufre. Lorsqu'on fait bouillir un peu d'acide chyazique sulfuré avec de la malachite native, il se dégage de l'acide hydrocyanique. Le peroxide de cuivre est transformé en protoxide, qui se précipite en état de combinaison avec une portion d'acide chyazique sulfuré, et il se forme en même-temps de l'acide sulfurique. De ces expériences, et de quelques autres de même nature, M. Porett conclut que l'acide chyazique sulfuré est un composé de soufre et d'acide hydrocyanique dans les proportions suivantes, savoir : Composition.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Soufre. . . . . | 1,2 . . . | 100 . . . | 6,328 |
| Acide hydrocyanique | 0,64. . . | 53,3. . . | 3,375 |

Le poids d'un atôme d'acide hydrocyanique est 3,375, et celui d'un atôme de soufre 2 ; mais 6,328 n'étant pas un multiple de 2, cette détermination ne s'accorde pas bien avec la théorie atomique. Elle se concilie beaucoup mieux avec cette théorie, si nous supposons l'acide formé de soufre et de cyanogène, car alors ses parties constituantes seront :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Soufre. . . . . | 1,2 . . . . | 100 . . . . | 6,09 |
| Cyanogène. . | 0,64. . . . | 53,3. . . . | 3,25 |

Ainsi nous voyons que c'est un composé d'un atôme de cyanogène, et de trois atômes de soufre.

Suivant Gay-Lussac, lorsque le cyanogène et le gaz hydro-sulfurique sont mêlés ensemble, ils se combinent lentement, et cette combinaison donne naissance à une substance solide de couleur jaune, en aiguilles très-fines entrelacées. Cette substance est soluble dans l'eau, ne précipite pas le nitrate de plomb, ne produit pas de bleu de Prusse, et c'est un composé d'un volume de cyanogène et d'un volume et demi de gaz hydrosulfurique *. Cette substance, autant qu'on en peut juger par cette courte description, se rapporte

* Ann. de Chim. XCV, 195.

exactement à l'acide chyazique sulfuré de M. Porett. Si nous faisons abstraction de l'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique, qui probablement n'entre pas dans la constitution du composé, il consistera dans un atôme de cyanogène et dans un atôme et demi de soufre, ou en nombres entiers dans 2 atômes de cyanogène et 3 atômes de soufre : de sorte qu'il contiendra précisément la moitié de la quantité de soufre que M. Porett a trouvée.

Il serait prématuré de décider que ce composé est réellement l'acide chyazique sulfuré de M. Porett; mais je suis plutôt porté à le croire, que d'adopter la constitution de cet acide ci-devant établie, savoir : 2 atômes cyanogène + 3 atômes soufre. Son poids sera, dans cette supposition, de 12,5. Comme il est beaucoup plus aisé de déterminer les volumes des corps gazeux qui s'unissent, que le poids de leurs parties constituantes par analyse, je pense que toutes choses égales d'ailleurs, il est plus probable que M. Porett a fait erreur dans son analyse que Gay-Lussac.

Je vais parler actuellement des composés que l'acide chyazique sulfuré est susceptible de former avec les bases salifiables, composés qu'on peut appeler *chyazates sulfurés*, ou *sulfocyanates*. C'est à M. Porett que nous sommes redevables de la connaissance de tout ce qui concerne ces sels *.

Chyazates sulfurés.

1. *Chyazate sulfuré d'ammoniaque.* C'est un sel soluble qui ne cristallise pas; mais il se dissout dans l'alcool.

2. *De potasse.* C'est un sel déliquescent, soluble dans l'alcool.

3. *De soude.* Sel déliquescent, soluble dans l'acool, cristallisant en rhombes.

4. *De chaux.* Déliquescent, soluble dans l'alcool. En le séparant de ce dissolvant, on peut l'obtenir en une masse de cristaux aiguillés.

5. *De barite.* Ce sel est déliquescent. Il cristallise en longs prismes déliés, d'un blanc brillant. Suivant l'analyse que M. Porett en a faite, ce chyazate est composé de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide chyazique sulfuré . . | 2,95. . . | 100. . . | 4,150 |
| Barite. . . . . | 6,93. . . | 234,915 | 9,750 |
| | 9,88 | | |

* Phil. Trans. 1814, p. 552.

6. *De strontiane.* Sel déliquescent, cristallisant en longs prismes déliés, en groupes radiés, comme la zéolite.

7. *De magnésie.* Sel déliquescent, qui ne cristallise point. Lorsqu'il est sec, il a une apparence micacée.

8. *D'alumine.* Ce sel n'est pas déliquescent. Il cristallise en octaèdres.

9. *Chyazate sulfuré de protoxide de fer.* Sel incolore, très-soluble dans l'eau.

10. *De peroxide de fer.* Ce sel, d'une très-belle couleur cramoisie, est déliquescent. On ne peut l'obtenir sous forme solide qu'en l'exposant à une atmosphère desséchée artificiellement.

11. *Chyazates sulfurés des oxides de nickel, de cobalt, de manganèse, de zinc, d'urane, de bismuth.* Tous très-solubles.

12. *De plomb.* C'est un sel soluble, cristallisant en rhombes obtus. Dans une atmosphère humide, ses cristaux sont légèrement déliquescens.

13. *D'étain.* Sel très-soluble.

14. *De protoxide de cuivre.* Ce sel est sous la forme d'une poudre blanche, insoluble dans l'eau et dans la plupart des acides. Il est décomposable par les alcalis, ou par distillation avec l'hydrochlorate d'ammoniaque, ainsi que par son mélange avec le nitrate de peroxide de fer. Lorsqu'on le mêle avec cinq fois son poids de chlorate de potasse, il fait explosion par la chaleur, le frottement, le contact de l'acide sulfurique, ou par l'étincelle électrique. Ce sel est composé, d'après l'analyse de M. Porett, de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide chyazique sulfuré. . | 36,56. . . | 100 | 5,186 |
| Protoxide de cuivre . . . . | 63,44. . . | 173,52 | 9 |
| | 100,00 | | |

Le nombre équivalent pour l'acide chyazique sulfuré est, par cette analyse, 5,186. L'analyse du chyazate sulfuré de barite donne pour ce nombre 4,150. Je pense, d'après les circonstances, que c'est l'analyse du chyazate sulfuré du protoxide de cuivre qui est la plus correcte. Or, 5,186 pour un nombre équivalent, indique que l'acide est un composé de 1 atôme soufre + 1 atôme cyanogène. Car le poids d'un atôme de chacun de ces corps étant

| | |
|---|---|
| Soufre..... | 2 |
| Cyanogène..... | 3,25 |
| Nous avons..... | 5,25 pour le |

poids d'un atôme chyazique sulfuré; ce qui se rapproche de très-près de l'équivalent que donne l'analyse du *chyazate sulfuré de protoxide de cuivre*. Je suis disposé à considérer cette détermination comme différant le moins de celle réelle, parce que je pense que l'analyse de ce sel étant plus facile, ses résultats doivent offrir plus de précision que ceux de l'analyse de l'acide lui-même.

15. *Chyazate sulfuré de peroxide de cuivre.* On peut former ce sel en mêlant ensemble le chyazate sulfuré de soude et le sulfate de peroxide de cuivre. Ce sel est alors sous la forme d'un liquide d'un vert-pois éclatant. Si on y ajoute une substance désoxidante, telle que l'acide sulfureux, un sulfite alcalin, ou les sels de protoxide d'étain ou de fer, il se produit immédiatement un chyazate sulfuré de protoxide de cuivre, qui se précipite sous la forme d'une poudre blanche.

16. *De protoxide de mercure.* Ce sel est sous la forme d'une poudre blanche insoluble.

17. *D'oxide d'argent.* C'est un sel blanc insoluble.

18. *D'oxide de palladium.* Très-soluble.

19. *Chyazate sulfuré de potasse uni au cyanure de mercure.* M. Porett annonce que ces deux substances peuvent s'unir ensemble et former un composé salin d'un éclat argentin très-brillant. Ce sel, peu soluble dans l'eau froide, se dissout en grande proportion dans l'eau chaude, de laquelle il peut être obtenu en cristaux par le refroidissement.

---

## SECTION III.

### *De l'Acide chyazique ferruré, ou Acide ferrocyanique.*

Découverte. L'ACIDE hydrocyanique combiné avec les bases salifiables, forme des sels qui se décomposent à l'air et dont l'acide est déplacé par tout autre acide quelconque connu. Mais lorsque ces sels sont produits en faisant bouillir les bases salifiables avec le bleu de Prusse, les composés obtenus sont d'une nature très-différente. Non-seulement ces composés sont permanens à l'air, mais encore leur acide y adhère si fortement qu'il ne peut être facilement séparé par aucun autre acide, quelqu'énergique qu'il soit. Il avait été reconnu depuis longtemps que les sels préparés de cette dernière manière contenaient, comme partie constituante, de l'oxide de fer en pro-

portion considérable ; et cependant la présence de ce fer ne peut être rendue sensible par les réactifs ordinaires. Il n'est précipité ni par l'acide phosphorique ni par les alcalis, ainsi que cela a lieu dans tous les autres cas du fer tenu en dissolution par des acides. La nature de ces sels était donc, en quelque sorte, énigmatique, comme présentant des phénomènes qui ne s'accordaient point avec ce qu'on observait dans d'autres circonstances. M. Porett est enfin parvenu à écarter la difficulté, en faisant voir que ces sels contiennent un acide jusqu'à présent inconnu, composé de protoxide de fer et d'acide hydrocyanique, acide auquel il a donné le nom d'acide *chyazique ferruré;* mais je regarde comme plus probable que cet acide consiste dans le cyanogène, et du fer à l'état métallique. Par cette considération, le terme d'*acide ferrocyanique* me semble mieux approprié.

Le procédé, pour obtenir cet acide, consiste à dissoudre dans l'eau froide le sel jusqu'à présent appelé *prussiate triple de barite*, et d'ajouter à cette dissolution 17 centigrammes d'acide sulfurique réel pour environ 6 décigrammes du sel, en agitant le mélange, et en le laissant ensuite pendant quelque temps en repos. La barite et l'acide sulfurique se précipitent en totalité en état de combinaison, et il reste l'acide ferrocyanique dissous dans l'eau [1]. Préparation.

Cet acide est d'un jaune citron, et n'a point d'odeur. Une chaleur modérée, ou son exposition à une forte lumière, suffisent pour le décomposer. Il se forme alors de l'acide hydrocyanique et du prussiate de fer triple, blanc, qui devient bleu par son exposition à l'air. Cet acide, en se combinant avec les bases salifiables, produit les sels appelés prussiates triples. Il déplace, à froid, l'acide acétique de toutes ses combinaisons, en formant des prussiates triples avec les bases qui étaient unies à cet acide. Il sépare tous les acides de leurs combinaisons solubles, lorsqu'il peut former avec les bases ainsi combinées des sels insolubles [2]. Propriétés.

Ce qui prouve suffisamment que l'acide ferrocyanique est un acide particulier, c'est ce qui eut lieu en exposant une dissolution de prussiate triple de soude à l'action de la pile voltaïque. L'acide de ce prussiate triple (contenant le fer), fut

---

[1] Phil. Trans. 1814, p. 530.
[2] Porett, *ibid.*

transporté au pôle positif, où, en se mêlant à l'oxigène provenant probablement de la décomposition de l'eau, il fut converti en acide hydrocyanique qui se volatilisa; il se déposa du prussiate bleu de fer.

Composition. Il paraît, d'après l'analyse de M. Porett, que l'acide ferrocyanique ou chyazique ferruré est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Cyanogène. . . . . | 34,22. . . . | 8,904 |
| Fer. . . . . | 13,44. . . . | 3,5 |

Ce qui approche de 3 atômes de cyanogène et de 1 atôme de fer. Si nous supposons que cette constitution de l'acide soit la véritable, il sera formé de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Cyanogène. . . . | 37,43 . . | 100 . . | 9,75 |
| Fer. . . . . | 13,44 . . | 35,89 | 3,5 |

Mais une semblable composition est tout-à-fait inconciliable avec le nombre équivalent pour l'acide ferrocyanique, dérivé de l'analyse du *ferrocyanate de barite*. Ce sel, suivant les expériences de M. Porett, est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide ferrocyanique. . . . . | 34,31. . . . | 6,813 |
| Barite. . . . . | 49,10. . . . | 9,75 |
| Eau. . . . . | 16,59 | |
| | 100,00 | |

On voit par cette analyse, que le nombre équivalent pour l'acide ferrocyanique, est 6,813. Or, ce nombre s'accorde très-bien avec la supposition que l'acide consiste dans 1 atôme de cyanogène + 1 atôme de fer; car les poids d'un atôme de chacun de ces corps, sont:

| | |
|---|---|
| Cyanogène. . . . . | 3,25 |
| Fer. . . . . | 3,5 |
| | 6,75 |

La différence entre 6,75 et 6,813 n'excède pas 1 pour cent; je suis donc disposé à considérer cette constitution de l'acide ferrocyanique, comme étant la véritable.

Ferrocyanates, ou chyazates ferrurés. Les composés que l'acide ferrocyanique forme avec les bases salifiables, et qu'on appelait autrefois *prussiates triples*, ont reçu de M. Porett le nom de *chyazates ferrurés*; mais nous devons leur donner celui de *ferrocyanates*, puisque

nous avons adopté la dénomination de *ferrocyanique* pour l'acide que ces sels contiennent.

1. *Ferrocyanate d'ammoniaque.* Ce sel fut découvert par Macquer; il cristallise en hexaèdres d'un jaune citron léger. Il est très-soluble dans l'eau, et déliquescent à l'air.

2. *Ferrocyanate de potasse.* Ce sel, connu aussi sous les différens noms d'*alcali prussien*, d'*alcali phlogistiqué*, de *prussiate triple de potasse*, etc., a été choisi par les chimistes comme étant la combinaison de l'acide ferrocyanique la plus propre à faire découvrir la présence des métaux, et spécialement celle du fer. C'est pour les chimistes et les minéralogistes, un moyen d'essai important, puisqu'il peut, lorsqu'il est convenablement préparé, indiquer la présence de la plupart des substances métalliques dans toute dissolution quelconque, faire même distinguer la nature particulière du métal, et en déterminer la quantité. Il produit cet effet en précipitant les métaux de leur dissolution, à raison de ce qu'il forme avec eux un composé insoluble. La couleur du précipité indique la nature particulière du métal, et sa quantité peut faire juger de la proportion d'oxide métallique contenue dans une dissolution. Ferrocyanate de potasse.

Mais pour être bien assuré de l'exactitude de ces résultats, il faut que le ferrocyanate employé soit parfaitement pur, et qu'on en connaisse bien la quantité ou plutôt les proportions de ses ingrédiens. Sa préparation, dans cet état de pureté indispensable, est devenue l'objet de l'attention des chimistes, depuis que les découvertes de Macquer en ont démontré l'importance comme moyen d'essai. C'est à l'emploi de substances d'essai impures qu'on doit, en grande partie, attribuer les résultats contradictoires des analyses minéralogiques faites par différens chimistes.

Indépendamment des substances étrangères à ce réactif, dont il est inutile de faire mention, parce qu'on a dû éviter qu'elles ne s'y mêlassent dans sa préparation, il y a deux causes* qui peuvent contribuer à le rendre impur, savoir : 1.° une surabondance d'alcali, 2.° la présence d'une certaine quantité de ferrocyanate de fer, qui se dissout dans les dissolutions du ferrocyanate de potasse. Souvent impur.

---

* Kirwans's Miner. I, 487.

Si le ferrocyanate d'essai contient une surabondance d'alcali, il en résulte deux inconvéniens. Cette quantité excédente précipitera ceux des sels terreux qui sont susceptibles de contenir un excès d'acide, et qui ne sont solubles que par cet excès; ainsi l'alumine et la barite seront précipitées. C'est de l'emploi de sels d'essai avec cette cause d'impureté, qu'est dérivée l'opinion que la barite et l'alumine sont précipitées par le ferrocyanate de potasse. Meyer de Stetin fut le premier qui rectifia cette erreur [1].

L'autre inconvénient auquel la surabondance d'alcali dans le ferrocyanate d'essai donne lieu, c'est qu'il décompose peu-à-peu l'acide ferrocyanique, et forme une portion de ferrocyanate de fer.

D'un autre côté, il résulte de la présence du ferrocyanate de fer, des inconvéniens qui ne sont pas moins graves. Lorsque le ferrocyanate d'essai est exposé à l'air, l'acide carbonique de l'atmosphère, aidé par l'action de l'oxigène de l'air, donne lieu à la précipitation d'une quantité de bleu de Prusse, et tout autre acide produit le même effet. Un réactif de cette espèce indiquerait la présence du fer dans tout mélange qui contient un acide, car il s'y manifesterait un précipité de bleu de Prusse. On ne pourrait donc avoir aucune confiance dans son emploi.

Il serait inutile de présenter ici l'exposé des diverses méthodes proposées par les chimistes [2] pour la préparation de ce sel, parce que, pour la plupart, elles ne remplissent pas le but qu'on s'était proposé. Celle qu'employa Klaproth, dont Westrumb [3] donna le premier connaissance aux chimistes, et qui fut décrite depuis par Kirwan [4], est considérée comme étant une des meilleures. Voici en quoi elle consiste.

Préparation. On se procure de la potasse pure en projetant peu-à-peu dans un large creuset, chauffé au blanc, un mélange à parties

---

[1] Crell's Annals 1786, II, 142.

[2] On trouve le détail historique de ces divers procédés de préparation, avec leurs avantages et leurs défectuosités, dans un Traité de Westrumb (Crell's New. endt. in. d chim. h. XII); dans des Dissertations de Morveau, sur l'acide prussique (Encyc. méth chim. I, 225); et dans un Traité de Kirwan, sur la méthode d'analyse des minéraux (Kirwan's Miner. I. 427).

[3] Crell's Annals. 1785, I, 405.

[4] Mineralogy. I, 494.

égales de nitrate de potasse purifié, et de cristaux de tartrate acide de potasse. Lorsque le tout a été ainsi jeté dans le creuset, on le tient encore pendant une demi-heure chauffé au blanc, afin de brûler la matière charbonneuse.

On retire alors du creuset l'alcali ainsi obtenu, on le réduit en poudre, on l'étend sur une moufle qu'on expose à une chaleur blanche pendant une demi-heure.

On le dissout alors dans six fois son poids d'eau, et on filtre la dissolution pendant qu'elle est encore chaude.

On chauffe cette dissolution dans un vaisseau de verre, au bain de sable, à une température de 77 à 82° centig., et on y ajoute peu-à-peu du meilleur bleu de Prusse en poudre, en en projetant de nouvelles portions selon que ce qui a été mis d'abord devient d'une couleur grise, et en remplaçant l'eau à mesure qu'il s'en évapore. On continue ainsi jusqu'à ce que les portions ajoutées ne soient plus décolorées; on pousse alors la chaleur à 100° centig., et on la maintient ainsi pendant une demi-heure.

On filtre la liqueur dans cet état, et on la sature avec de l'acide sulfurique modérément étendu. Il se produit un précipité. Quand il ne s'en forme plus, on le sépare par le filtre, et on le lave.

On évapore la liqueur filtrée jusqu'aux 0,25 environ, et on l'abandonne à elle-même. Au bout de quelques jours on y trouve des cristaux jaunâtres, de forme cubique ou quadrangulaire, mêlés d'un peu de sulfate de potasse et d'oxide de fer. On enlève ces cristaux, et après les avoir laissés pendant quelque temps sur du papier à filtrer, on les dissout de nouveau dans quatre fois leur poids d'eau froide pour en séparer le sulfate de potasse.

On essaie alors quelques gouttes de cette dissolution avec de l'eau de barite, pour s'assurer si elle contient de l'acide sulfurique, et on y ajoute de cette eau jusqu'à cessation de tout précipité. On sépare ce précipité de la dissolution en la filtrant, et on la laisse en repos pendant quelques jours. La barite qu'elle aurait pu retenir a le temps de se précipiter. Si alors on obtient des cristaux d'un jaune pâle, et qui ne présentent point de raies bleues en les humectant d'acide hydrochlorique, ils sont bons à être employés; mais s'ils se rayent en vert ou en bleu par cet acide, il faut répéter les dissolutions et les cristallisations.

Ces cristaux doivent être gardés dans un flacon bien bouché; on pourrait les préserver du contact de l'air en remplissant ce flacon d'alcool, comme étant insolubles dans ce liquide.

Avant de faire usage de ces cristaux, on pourrait s'assurer de la quantité de fer qu'ils contiennent en en chauffant 100 grammes au rouge pendant une demi-heure dans un creuset ouvert. Le cyanogène sera consumé, et le fer restera à l'état d'un oxide magnétique d'un brun rougeâtre dont il faudra prendre note en le pesant. Le poids de cet oxide est la moitié de celui du bleu de Prusse fourni par le ferrocyanate de potasse. Il faut donc le soustraire de celui des précipités métalliques formés par cet essai. Ainsi, en tenant compte du poids des cristaux, dans une quantité donnée de la dissolution, on connaîtra celle qui en aura été employée à la précipitation. Il faut avoir soin de continuer la calcination jusqu'à ce que l'oxide de fer devienne brun; car tant qu'il est noir son poids est beaucoup plus considérable qu'il ne devrait l'être.

Autre méthode. Le docteur Henry a proposé dernièrement une autre méthode de préparation de ce sel, mais elle est trop dispendieuse pour être généralement employée. Elle consiste à former d'abord un ferrocyanate de barite, et à mettre ensuite des cristaux de ce sel dans une dissolution de carbonate de potasse jusqu'à ce qu'elle cesse de restituer la couleur rougie du papier de tournesol. Après avoir laissé le mélange en digestion pendant une demi-heure, on filtre la liqueur, et on l'évapore doucement. Le ferrocyanate de potasse cristallise *.

Les cristaux de ce sel, dans son état de pureté, sont transparens, et de couleur jaune; ils ont la forme de cubes ou de parallélipipèdes, et contiennent, lorsqu'ils ont été préparés par le procédé de Klaproth, 0,24 d'oxide de fer.

Ces cristaux contiennent, suivant Proust, un dixième de leur poids d'eau. Proust trouva aussi que dans 100 parties de ce ferrocyanate, il y a autant de potasse que dans 116 parties de sulfate de cet alcali. Les parties constituantes de ce sel sont sans doute de

| | | |
|---|---|---|
| Acide ferrocyanique.... | 6,75 ..... | 100 |
| Potasse..... | 6 ..... | 88,8 |

* Nicholson's Jour. IV, 31.

Comme les cristaux contiennent 0,10 de leur poids d'eau, il s'ensuit que leur composition doit être de

| | |
|---|---|
| Acide ferrocyanique..... | 47,65 |
| Potasse..... | 42,35 |
| Eau..... | 10 |
| | 100,00 |

3. *Ferrocyanate de soude.* On peut préparer ce sel de la même manière que le précédent. C'est le docteur John qui nous a donné le premier une description détaillée de ce ferrocyanate. Ferrocyanate de soude.

Il est jaune, il cristallise en prismes tétraèdres, terminés à l'une et l'autre de leurs extrémités par des sommets dièdres. Les cristaux sont transparens, ayant une saveur amère. Lorsqu'on les abandonne dans un lieu chaud, ils se réduisent en une poussière blanche, et perdent 37 et demi pour 100 de leur poids. A la température de 13° centigrades, ils exigent, pour leur dissolution dans l'eau, 4 fois et demi leur poids de ce liquide; mais ils sont beaucoup plus solubles dans l'eau bouillante. Une portion du sel cristallise, à mesure que la dissolution refroidit. La pesanteur spécifique des cristaux est de 1,458. Ils sont solubles dans l'alcool[1].

4. *Ferrocyanate de chaux.* Ce fut peut-être M. Hagen[2] qui fit le premier mention de ce sel; mais c'est à Morveau que nous devons le premier exposé exact de sa préparation et de ses propriétés[3]. De chaux.

Sur deux parties de bleu de Prusse du commerce, préalablement bien lavé avec une quantité suffisante d'eau bouillante afin d'en séparer tous les sels étrangers, on verse environ 56 parties d'eau de chaux; on fait ensuite bouillir le mélange pendant peu de temps, et jusqu'à ce que la chaux se soit saturée d'acide ferrocyanique, ce qui se reconnaît lorsque la liqueur n'altère plus le papier teint de curcuma; alors on la filtre.

Ce liquide, qui contient le ferrocyanate de chaux en dissolution, est de couleur jaune verdâtre, ayant une saveur d'amertume désagréable. Sa pesanteur spécifique est de 1,005.

---

[1] Gehlen's Jour. 2.e série. III, 171.

[2] Crell's Annals. 1784, I, 291.

[3] Encyc. méthod. chim. I, 240.

Étant évaporé à siccité, il cristallise en petits grains, qui se dissolvent dans l'eau sans éprouver d'altération; ce sel est insoluble dans l'alcool.

Ferrocyanate de barite.

5. *Ferrocyanate de barite.* C'est le docteur Henry qui a le premier décrit ce sel avec soin. On peut le former en ajoutant du bleu de Prusse à de l'eau de barite, jusqu'à ce que toute décoloration ait cessé. Après avoir filtré la dissolution, on l'évapore doucement, et on en obtient des cristaux de ferrocyanate de barite.

Ces cristaux sont sous la forme de prismes rhomboïdaux, de couleur jaune. Ils se dissolvent dans 1920 parties d'eau froide, et dans 100 parties seulement de ce liquide bouillant. A une chaleur rouge, ils sont décomposés, leur acide étant détruit. Ces cristaux sont solubles dans les acides nitrique et hydrochlorique. L'acide sulfurique en précipite le sulfate de barite[1]. M. Porett[2], qui a fait avec beaucoup de précision l'analyse de ce sel, l'a trouvé composé de

| | |
|---|---|
| Acide ferrocyanique..... | 34,31 |
| Barite..... | 49,10 |
| Eau..... | 16,59 |
| | 100,00 |

De strontiane.

6. *Ferrocyanate de strontiane.* Ce sel, examiné pour la première fois par le docteur Henry, peut s'obtenir de la même manière que le précédent; mais la dissolution ne cristallise pas aussi facilement. Lorsqu'elle est évaporée à siccité, le résidu n'est pas déliquescent, et il se redissout dans moins de quatre parties d'eau froide[3].

De magnésie.

7. *Ferrocyanate de magnésie.* Ce sel fut examiné par Hagen en 1782; mais depuis cette époque, à peine s'en est-on occupé.

8. Les *Ferrocyanates d'yttria, de glucine, d'alumine* et *de zircone* n'ont point encore été jusqu'à présent examinés.

De fer.

9. *Ferrocyanate de protoxide de fer.* La découverte de ce sel est due à Proust[4]. C'est le précipité, sous forme de poudre blanche, qui se produit lorsqu'on verse du ferrocya-

---

[1] Nicholson's Journ. III, 170.
[2] Phil. Trans. 1814, p. 535.
[3] Nicholson's Journ. III, 171.
[4] *Ibid.* 4°. I, 453.

nate de potasse dans du sulfate de protoxide de fer privé d'air par l'ébullition. Par son exposition à l'atmosphère, ce sel est promptement converti en bleu de Prusse.

10. *Ferrocyanate de peroxide de fer.* Ce sel est la poudre d'un bleu foncé, insoluble dans l'eau, et se dissolvant à peine dans les acides, qui a été connue pendant si long-temps sous le nom de *bleu de Prusse.* Il est inaltérable à l'air. La chaleur le décompose en détruisant l'acide, et l'oxide de fer reste. Le bleu de Prusse du commerce contient, outre des substances étrangères qui l'accompagnent toujours, une grande quantité d'alumine. Lorsqu'on le fait bouillir dans une lessive alcaline à l'état de poudre très-fine, l'acide est séparé en totalité; en lavant ensuite avec une suffisante quantité d'eau la poudre résidu, elle ne contiendra plus que du peroxide de fer, si le bleu de Prusse a été dépouillé de toute impureté. Le ferrocyanate de peroxide de fer est composé, suivant les expériences de M. Porett*, de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide ferrocyanique.. | 53,38... | 100..... | 6,750 |
| Peroxide de fer..... | 34,23... | 64,12... | 4,328 |
| Eau..... | 12,39 | | |
| | 100,00 | | |

Je regarde comme probable que les véritables proportions de ses parties constituantes sont :

| | |
|---|---|
| Acide ferrocyanique..... | 6,75 |
| Peroxide de fer..... | 5 |

Ce qui établirait la quantité de peroxide de fer à un peu plus que M. Porett ne l'a trouvée.

11. Les autres ferrocyanates n'ayant point encore été examinés jusqu'à présent avec beaucoup d'attention par les chimistes, je me bornerai à indiquer, dans la table qui suit, les couleurs des précipités divers que produit le ferrocyanate de potasse dans les dissolutions des différens corps métalliques.

Couleur des précipités metalliques.

| Métaux. | Couleur des précipités. |
|---|---|
| Fer..... | bleu. |
| Nikel..... | blanc de lait. |

* Phil. Trans. 1814, p. 536.

| Métaux. | Couleur des précipités. |
|---|---|
| Cobalt | vert-gazon. |
| Manganèse | fleur de pêcher. |
| Cérium | blanc. |
| Urane | rouge-brunatre, du sang. |
| Zinc | blanc. |
| Bismuth | blanc. |
| Plomb | blanc. |
| Étain | blanc. |
| Peroxide de cuivre | blanc. |
| Protoxide de cuivre | brun rougeâtre. |
| Mercure | o |
| Argent | blanc, passant au bleu. |
| Or | o |
| Platine | o |
| Palladium | olive. |
| Rhodium | o |
| Iridium | devient incolore. |
| Antimoine | o |
| Chrome | vert. |
| Molybdène | o |
| Tungstène | o |
| Columbium | olive. |
| Titane | brun jaunâtre*. |

# SUBDIVISION SIXIÈME

## DES COMPOSÉS COMBUSTIBLES.

Quoique les substances qui appartiennent à cette division paraissent différer beaucoup, au premier aperçu, de celles que comprennent les cinq subdivisions précédentes, je crois que la différence est plus apparente que réelle; et que toutes ces substances pourraient être, sans difficulté, rangées dans trois divisions semblables à celles auxquelles les composés d'oxigène et de combustibles ont été réduites. Car beaucoup des composés combustibles jouissent de propriétés analogues

* *Vert-gazon*, s'il y a présence de fer. Vauquelin, Journ. de Phys. LXVI, 345.

à celles d'acides; quelques-uns en ont qui se rapportent à celles des bases salifiables; et ceux, en petit nombre, qui n'ont point d'analogie avec des acides ou avec des bases, peuvent être placés sous le titre d'oxides. Mais je ne pense pas que la science soit assez avancée pour qu'il puisse résulter de l'avantage d'un semblable arrangement; je n'essayerai donc point de l'établir à présent. Je ne ferai pas entrer non plus, dans cette partie de l'ouvrage, les composés combustibles qui comprennent le plus grand nombre des substances végétales et animales. Les recherches sur ces substances sont trop incomplètes, leurs propriétés sont trop imparfaitement connues pour nous permettre de les faire figurer parmi les premiers principes de la science; et d'ailleurs leur utilité, comme moyens chimiques, à l'égard du plus grand nombre d'entre elles, n'est pas assez marquante pour leur mériter d'être placées ainsi, quand bien même leurs propriétés seraient complètement établies. Je pense donc d'après ces considérations, qu'il convient mieux de ne traiter dans ce chapitre que de ceux des composés combustibles dont on fait usage en chimie comme instrumens de recherches, remettant à parler des autres dans la seconde partie de cet ouvrage.

On peut réduire ces composés à cinq classes, savoir :

1. Alcool.
2. Ether.
3. Huiles volatiles.
4. Huiles fixes.
5. Bitumes.

L'exposé des propriétés de ces corps formera le sujet des sections qui vont suivre.

---

## CHAPITRE PREMIER.

### *De l'Alcool.*

Le liquide appelé *alcool* ou *esprit-de-vin*, s'obtient par distillation du *vin*, de la *bierre* et autres liqueurs fermentées semblables. Ces liqueurs paraissent avoir été connues dès les premiers âges. Nous voyons, dans l'écriture, que Noé planta la vigne et but du vin; et les écrivains payens Histoire.

s'accordent unanimement pour attribuer l'invention de cette liqueur aux plus anciens de leurs rois et de leurs héros. La découverte de la bierre semble dater aussi d'une époque très-reculée. On en faisait habituellement usage en Egypte du temps d'Hérodote [1], et Tacite nous apprend qu'elle était la boisson des Germains [2]. Il ne paraît pas que les anciens aient eu connaissance de quelque moyen quelconque de se procurer des esprits ardens de ces liqueurs, ou d'autres analogues. Les Grecs et les Romains ne semblent pas avoir connu ces esprits, ou du-moins ne trouve-t-on rien dans leurs écrits qui ait rapport à aucune liqueur semblable; mais on sait que les nations du nord d'Europe eurent, dès les temps les plus anciens, leurs liqueurs énivrantes. Nous ignorons si ces liqueurs ressemblaient à la bierre des Germains.

On ne connaît pas l'époque à laquelle on commença à soumettre ces liqueurs à la distillation, quoiqu'elle doive avoir à peine précédé le temps des alchimistes. Le procédé est simple. Il ne consiste absolument qu'à les faire bouillir dans un vaisseau distillatoire. La première portion qui s'élève n'est autre chose que des *esprits ardens*. Il est au-moins certain que l'emploi de la méthode de se procurer les esprits ardens par distillation, date de temps très-reculés; et il est plus que probable que cette méthode fut beaucoup plus anciennement pratiquée dans le nord de l'Europe, puisque Thaddœus, Villanova et Lulle en font expressément mention [3].

C'est par la distillation des liqueurs fermentées que s'obtiennent les esprits ardens; et ils ont reçu différens noms suivant la nature des liqueurs dont ils proviennent. Ainsi on a appelé *eau-de-vie*, l'esprit obtenu du vin; *rum*, celui qu'on retire du jus fermenté de la canne à sucre; *whiski* et *gin*, ceux que produit l'infusion fermentée de la drèche ou grain, etc. Mais tout esprit ardent, quelle que soit sa dénomination, se compose presqu'entièrement de trois ingrédiens; d'*eau*, d'*esprit pur* ou alcool, et d'un peu d'*huile* ou *résine*, qui lui donne son odeur et sa couleur.

Esprits rectifiés.

1. Lorsqu'on distille une seconde fois ces liqueurs spiritueuses, la première portion qui passe est un liquide très-léger, transparent, connu dans le commerce sous le nom

[1] Lib. II, n.° 77.
[2] *De morib. Germ.* chap. 23.
[3] Bergman. IV, art. 11, p. 4.

d'*esprits rectifiés*, et qui s'y vend ordinairement comme alcool ou esprit-de-vin; ce liquide n'est pas cependant aussi fort qu'il pourrait l'être, parce qu'il contient encore une portion considérable d'eau.

Préparation de l'alcool.

La méthode dont on se sert ordinairement pour dépouiller l'alcool de cette eau, consiste à mêler avec les esprits du sous-carbonate de potasse très-sec et chaud. Ce sel, qui a une très-grande affinité pour l'eau, est presqu'entièrement insoluble dans l'alcool. Il se combine en conséquence avec l'eau de l'esprit; et la dissolution ainsi formée descend vers la partie inférieure du vaisseau, tandis que l'alcool, comme plus léger, surnage. On peut aisément le décanter, ou ce qui est peut être mieux encore, faire écouler la dissolution de potasse qui se trouve au-dessous, au moyen d'un robinet placé au fond du vaisseau[1] L'alcool ainsi obtenu contient un peu de potasse pure en dissolution. On l'en sépare totalement en le distillant au bain-marie à une très-douce chaleur; l'esprit passe et la potasse reste. Il est convenable de ne pas pousser la distillation jusqu'à siccité. On distingue par le nom d'*alcool*, le liquide qu'on obtient par ce procédé, indiqué pour la première fois par Lulle.

Arnold de Villanova, né vers la fin du treizième siècle, passe pour être celui qui découvrit l'alcool, ou qui, au-moins le décrivit le premier. Ce chimiste, étant professeur de médecine à Montpellier, s'en servit le premier pour former des teintures dont il introduisit l'usage en médecine[2].

Force de l'alcool ordinaire.

La pesanteur spécifique des esprits, rectifiés autant que possible au moyen de distillations répétées, semble être d'environ 0,820 à la température de 16° centig.; mais celle de l'alcool du commerce, qui n'est autre chose qu'un produit de la rectification des esprits, est rarement au-dessous de 0.8371. Muschenbroeck parvint bien, au moyen du sous-carbonate de potasse, à la réduire jusqu'à 0,815; mais en général, on n'obtient pas de l'alcool par ce procédé au-dessous de 0,821, ce qui est dû à la foiblesse des esprits employés. L'alcool n'est

---

[1] Hoffman décrit ce procédé comme nouveau, dans ses Observ. phys. chim. select., p. 36, publiées en 1722.

[2] Il passe également pour avoir été le premier qui parvint à trouver la préparation de l'huile de térébenthine: il l'obtenait ainsi de cette substance, par distillation, et il l'employait comme dissolvant des résines

jamais pur ; celui même d'une pesanteur spécifique de 0,815 contient encore une grande quantité d'eau. Le docteur Black, par des distillations répétées sur du chlorure de calcium, l'obtint à 0,800. Mais ce fut Lowitz, de Pétersbourg, qui, le premier, trouva le moyen de l'avoir absolument pur, ou au-moins dans un état très-voisin de celui de pureté parfaite. Il publia son procédé en 1796 [1], et, dans la même année, Richter en fit connaître un autre par lequel on parvenait, avec encore plus de facilité, au même degré de purification [2].

Méthode pour obtenir l'alcool pur.

Voici en quoi consiste le procédé de Lowitz. On remplit presqu'entièrement une cornue d'alcali fixe [3], parfaitement desséché et encore chaud. On verse dessus de l'alcool (préalablement réduit par le sous-carbonate de potasse à la pesanteur spécifique de 0,821) autant que l'alcali peut en absorber complètement, de manière que le tout prenne l'apparence d'une masse solide, et qu'il n'y ait point d'alcool surnageant. Il faut en général, pour produire ainsi cette espèce de pâte, une partie d'alcool sur deux d'alcali. On laisse reposer ce mélange pendant vingt-quatre heures. On le distille alors à un feu ménagé, de manière que l'alcool ne passe que par gouttes, et qu'il y ait constamment un intervalle de deux secondes entre la chûte de chacune d'elles du bec de la cornue dans le récipient. Lorsque cet écoulement va moins vîte, il faut changer le récipient ; car c'est un indice que tout ce qu'il y avait de plus spiritueux dans l'alcool est passé ; ce qui vient après est plus faible. Lowitz obtenait ainsi de l'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,791 à la température de 20° centigrades.

Richter, en répétant l'expérience de Lowitz, ne put réduire de l'alcool qu'à une pesanteur spécifique de 0,792 à la température de 20° cen.; il trouva une autre méthode beaucoup plus expéditive que celle de Lowitz pour arriver aux mêmes résultats. Après avoir chauffé au rouge du chlorure du calcium en poudre, il le mettait encore tout chaud dans une cornue, et versait dessus, par intervalles, une quantité à-peu-près égale en poids d'alcool à 0,821. Il se produisait une chaleur violente.

---

[1] Crell's Annals. 1796, I, 195.
[2] *Ibid.* II, 211.
[3] Je présume qu'il est à l'état de sous-carbonate de potasse.

Il plaçait alors la cornue sur un bain de sable, et après y avoir ajusté un récipient, il faisait bouillir la liqueur; le sel était dissous et formait, avec l'alcool, une liqueur épaisse. On mettait alors de côté la portion qui était passée dans le récipient, et ensuite on distillait le tout presque à siccité par une ébullition ménagée. Il passait ainsi dans le récipient de l'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,792 à la température de 20° centig.

2. L'alcool obtenu par ces procédés est un liquide transparent, incolore comme l'eau, d'une saveur forte et pénétrante, mais agréable ainsi que son odeur. Il produit, lorsqu'on l'avale, l'enivrement. Il diffère un peu dans ses propriétés suivant sa force; et comme ce liquide ne peut être entièrement privé d'eau par aucuns moyens connus, on peut le désigner par le nom d'*alcool pur* ou *alcool absolu*, lorsqu'il a été obtenu par le procédé de Lowitz ou de Richter. On considère que la pureté de l'alcool est altérée par l'eau lorsque sa pesanteur spécifique est plus élevée; et cette pesanteur augmente d'autant plus, que ce liquide y est en plus grande proportion. L'alcool que les chimistes ont en général employé dans leurs expériences, est ce liquide impur, ou ce mélange d'alcool et d'eau; et comme ils ont trop souvent négligé d'indiquer la pesanteur spécifique de l'esprit dont ils faisaient usage, nous sommes encore en quelque sorte dans l'ignorance des propriétés de ce liquide important *. Propriétés.

3. L'alcool est parfaitement limpide et d'une fluidité remarquable. Il peut être exposé, sans perdre sa fluidité, à

* Fahrenheit fut un des premiers qui reconnurent avec exactitude quelques-unes des propriétés remarquables de l'alcool : celui dont il fit usage était d'une pesanteur spécifique de 0,825, à la température de 9° centigr. Phil. Trans. 1724. XXXIII, 114. Fourcroy annonce que la pesanteur spécifique de l'alcool le plus complètement rectifié, est de 0,8293, mais sans spécifier la température. L'extrémité de l'échelle de l'hydromètre de Beaumé, pour les esprits, répond (Nicholson's Table quarto Jour. I, 39) à une pesanteur spécifique de 0,817, à la température de 13° centigr.; ce qui peut être considéré comme excédant la force de l'alcool employé. En Allemagne, avant les expériences de Lowitz, l'alcool le plus fort semble avoir été à peine d'une pesanteur spécifique moindre de 0,821 à 20° centigr.; et en Angleterre, il est ordinairement beaucoup plus faible; car le plus haut degré de l'hydromètre de Clarke indique une force d'alcool d'environ 0,834, à la température de — 1° centigr. Le docteur Lewis établit la pesanteur spécifique de l'alcool, le plus pur, à 0,820. Neuman's Chem.

une température plus basse que toute autre substance connue. M. Walker d'Oxford réduisit un thermomètre à alcool à la température de 68° centigrades au-dessous de zéro, sans qu'il éprouvât aucun changement. Mais M. Hutton d'Edimbourg annonça, en 1813, qu'il était parvenu à faire geler l'alcool, en l'exposant à un froid de — 79° centigrades. La pesanteur spécifique de l'alcool qu'il employait était de 0,798 à la température de 16° centigrades. Il ajoute que l'alcool était partagé en trois couches : celle de dessus était jaune ; celle la plus au-dessous était de l'alcool. Il ne dit rien de la couche du milieu [1]. Mais comme M. Hutton a cru convenable de faire un secret de son procédé, et que nul autre n'a pu réussir à produire un aussi grand degré de froid, le terme de congélation de l'alcool doit toujours être considéré comme n'étant pas encore connu.

L'alcool est un liquide très-volatil. Fahrenheit trouva que de l'alcool, d'une pesanteur spécifique d'environ 0,820, à la température de 16° centigr., entre en ébullition, lorsqu'il est chauffé, à 80° centig. [2]; lorsque sa pesanteur spécifique est de 0,800, il bout à environ 79°. A ce degré de chaleur, il prend la forme d'un fluide élastique, capable de résister à la pression de l'atmosphère, mais qui se condense de nouveau en alcool par l'abaissement de cette température. Dans le vide, l'alcool bout à 13° centigrades, et présente les mêmes phénomènes ; de sorte que, s'il n'était pas retenu à l'état liquide par la force de pression de l'atmosphère, l'alcool existerait constamment sous la forme d'un fluide élastique, transparent et invisible comme l'air. Lavoisier [3] examina le premier ce sujet avec beaucoup d'attention. Cependant le fait avait été connu long-temps auparavant. La pesanteur spécifique de la vapeur d'alcool est, suivant les expériences de Gay-Lussac, de 1,6133 [4].

Sa combinaison avec l'eau.

4. L'alcool a une forte affinité pour l'eau avec laquelle il peut se mêler en toute proportion. La pesanteur spécifique du mélange varie suivant la proportion des deux liquides combinés ; mais, ainsi que cela a lieu dans presque

---

[1] Annals of Philosophy. I, 221.
[2] Phil. Trans. 1724. XXXIII, 1.
[3] Journ. de Phys. 1785.
[4] Ann. de Chim. et Phys. I, 218.

toutes les combinaisons, la pesanteur spécifique excède toujours celle moyenne des deux liquides avant leur union, et par conséquent il y a pénétration mutuelle. Cette pénétration, ou condensation, étant également susceptible de varier suivant les proportions des deux liquides, il en résulte que ce n'est que par l'expérience qu'on peut déterminer la pesanteur spécifique de différens mélanges d'alcool et d'eau. Les liqueurs spiritueuses du commerce n'étant autre chose que des mélanges d'alcool et d'eau, dans des proportions diverses, et leur force ne pouvant être exactement évaluée que par leur pesanteur spécifique, il est extrêmement important de pouvoir déterminer avec précision la proportion d'alcool contenu dans un esprit d'une pesanteur spécifique connue; et comme cette pesanteur varie avec la température, il convient aussi de tenir également compte de la différence qui peut en résulter.

L'importance d'une détermination précise de la proportion d'alcool contenu dans tout esprit d'une pesanteur spécifique quelconque, fut tellement sentie, que beaucoup de personnes s'occupèrent d'expériences propres à leur faire atteindre ce but; mais comme ces expériences furent faites avec de l'alcool de divers degrés de force, il n'est pas aisé d'en comparer les résultats les uns aux autres. Nous avons déjà établi comme *alcool pur*, celui obtenu par le procédé de Lowitz à une pesanteur spécifique de 0,791, à la température de 20° centig. Ce chimiste mêla diverses proportions de cet alcool avec des poids donnés d'eau pure; et après 24 heures de repos de ces mélanges, il prit la pesanteur spécifique de chacun d'eux à la température de 20° centig. On trouve, dans la table suivante, le résultat de ces expériences : les deux premières colonnes indiquent les proportions (en poids) d'alcool et d'eau mêlés ensemble, et la troisième, la pesanteur spécifique du mélange, à la température de 20° centigrades. Dans une quatrième colonne, que j'ai ajoutée à la table, je désigne cette même pesanteur spécifique à la température de 16° centigrades, qui est celle qu'on considère ordinairement en Angleterre, comme température moyenne*.

---

* Crell's Annals. 1796, I, 202.

Table de la force de l'alcool de densités diverses.

| 100 Parties | | Pesanteur spéc. | | 100 Parties | | Pesanteur spéc. | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Alcool. | Eau. | à 20° cent. | à 16° | Alcool. | Eau. | à 20° cent | à 16° |
| 100 | — | 0,791 | 0,796 | 61 | 39 | 0,889 | 0,893 |
| 99 | 1 | 794 | 798 | 60 | 40 | 892 | 896 |
| 98 | 2 | 797 | 801 | 59 | 41 | 894 | 898 |
| 97 | 3 | 800 | 804 | 58 | 42 | 896 | 900 |
| 96 | 4 | 803 | 807 | 57 | 43 | 899 | 903 |
| 95 | 5 | 805 | 809 | 56 | 44 | 901 | 904 |
| 94 | 6 | 808 | 812 | 55 | 45 | 903 | 905 |
| 93 | 7 | 811 | 815 | 54 | 46 | 905 | 908 |
| 92 | 8 | 813 | 817 | 53 | 47 | 907 | 910 |
| 91 | 9 | 816 | 820 | 52 | 48 | 909 | 912 |
| 90 | 10 | 818 | 822 | 51 | 49 | 912 | 915 |
| 89 | 11 | 821 | 825 | 50 | 50 | 914 | 917 |
| 88 | 12 | 823 | 827 | 49 | 51 | 917 | 920 |
| 87 | 13 | 826 | 830 | 48 | 52 | 919 | 922 |
| 86 | 14 | 828 | 832 | 47 | 53 | 921 | 924 |
| 85 | 15 | 831 | 835 | 46 | 54 | 923 | 926 |
| 84 | 16 | 834 | 838 | 45 | 55 | 925 | 928 |
| 83 | 17 | 836 | 840 | 44 | 56 | 927 | 930 |
| 82 | 18 | 839 | 843 | 43 | 57 | 930 | 933 |
| 81 | 19 | 842 | 846 | 42 | 58 | 932 | 935 |
| 80 | 20 | 844 | 848 | 41 | 59 | 934 | 937 |
| 79 | 21 | 847 | 851 | 40 | 60 | 936 | 939 |
| 78 | 22 | 849 | 853 | 39 | 61 | 938 | 941 |
| 77 | 23 | 851 | 855 | 38 | 62 | 940 | 943 |
| 76 | 24 | 853 | 857 | 37 | 63 | 942 | 945 |
| 75 | 25 | 856 | 860 | 36 | 64 | 944 | 947 |
| 74 | 26 | 859 | 863 | 35 | 65 | 946 | 949 |
| 73 | 27 | 861 | 865 | 34 | 66 | 948 | 951 |
| 72 | 28 | 863 | 867 | 33 | 67 | 950 | 953 |
| 71 | 29 | 866 | 870 | 32 | 68 | 952 | 955 |
| 70 | 30 | 868 | 871 | 31 | 67 | 954 | 957 |
| 69 | 31 | 870 | 874 | 30 | 70 | 956 | 958 |
| 68 | 32 | 872 | 875 | 29 | 71 | 957 | 960 |
| 67 | 33 | 875 | 879 | 28 | 72 | 959 | 962 |
| 66 | 34 | 877 | 880 | 27 | 73 | 961 | 963 |
| 65 | 35 | 880 | 883 | 26 | 74 | 963 | 965 |
| 64 | 36 | 882 | 886 | 25 | 75 | 965 | 967 |
| 63 | 37 | 885 | 889 | 24 | 76 | 966 | 768 |
| 62 | 38 | 887 | 891 | 23 | 77 | 968 | 970 |

| 100 Parties. | | Pesanteur spéc. | | 100 Parties | | Pesanteur spéc. | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Alcool. | Eau. | à 20° cent. | à 16° | Alcool. | Eau. | à 20° cent. | à 16° |
| 22 | 78 | 0,970 | 0,972 | 10 | 90 | 0,987 | |
| 21 | 79 | 971 | 973 | 9 | 91 | 988 | |
| 20 | 80 | 973 | 974 | 8 | 92 | 989 | |
| 19 | 81 | 974 | 975 | 7 | 93 | 991 | |
| 18 | 82 | 976 | | 6 | 94 | 992 | |
| 17 | 83 | 977 | | 5 | 95 | 994 | |
| 16 | 84 | 978 | | 4 | 96 | 995 | |
| 15 | 85 | 980 | | 3 | 97 | 997 | |
| 14 | 86 | 981 | | 2 | 98 | 998 | |
| 13 | 87 | 983 | | 1 | 99 | 999 | |
| 12 | 88 | 985 | | — | 100 | 1,000 | |
| 11 | 89 | 986 | | | | | |

M. Tralles, de l'Académie de Berlin, publia en 1811 * une série d'expériences faites avec beaucoup de soin sur ce sujet. La table qui suit en présente les résultats. Je les considère comme méritant d'être généralement connus, quoique les expériences ayant été faites sur des volumes au lieu de poids, on ne doive pas s'attendre qu'elles soient aussi exactes que celles de M. Gilpin, que je donnerai à la suite.

Table de Tralles.

| 100 mesures contiennent d'alcool | Pesanteur spécifique à 16° centigr. | Différences. | 100 mesures contiennent d'alcool | Pesanteur spécifique à 16° centigr. | Différences. |
|---|---|---|---|---|---|
| 0 | 0,9991 | | 9 | 0,9869 | 12 |
| 1 | 0,9976 | 15 | 10 | 0,9857 | 12 |
| 2 | 0,9961 | 15 | 11 | 0,9845 | 12 |
| 3 | 0,9947 | 14 | 12 | 0,9834 | 11 |
| 4 | 0,9933 | 14 | 13 | 0,9823 | 11 |
| 5 | 0,9919 | 14 | 14 | 0,9812 | 11 |
| 6 | 0,9906 | 13 | 15 | 0,9802 | 10 |
| 7 | 0,9893 | 13 | 16 | 0,9791 | 11 |
| 8 | 0,9881 | 12 | 17 | 0,9781 | 10 |

* Gilbert's Annalen. XXXVIII, 369.

| 100 mesures contiennent d'alcool | Pesanteur spécifique à 16° centigr | Différences. | 100 mesures contiennent d'alcool | Pesanteur spécifique à 16° centigr. | Différences. |
|---|---|---|---|---|---|
| 18 | 0,9771 | 10 | 60 | 0,9126 | 22 |
| 19 | 0,9761 | 10 | 61 | 0,9104 | 22 |
| 20 | 0,9751 | 10 | 62 | 0,9082 | 22 |
| 21 | 0,9741 | 10 | 63 | 0,9059 | 23 |
| 22 | 0,9731 | 10 | 64 | 0,9036 | 23 |
| 23 | 0,9720 | 11 | 65 | 0,9013 | 23 |
| 24 | 0,9710 | 10 | 66 | 0,8989 | 24 |
| 25 | 0,9700 | 10 | 67 | 0,8965 | 24 |
| 26 | 0,9689 | 11 | 68 | 0,8941 | 24 |
| 27 | 0,9679 | 10 | 69 | 0,8917 | 24 |
| 28 | 0,9668 | 11 | 70 | 0,8892 | 25 |
| 29 | 0,9657 | 11 | 71 | 0,8867 | 25 |
| 30 | 0,9646 | 11 | 72 | 0,8842 | 25 |
| 31 | 0,9634 | 12 | 73 | 0,8817 | 25 |
| 32 | 0,9622 | 12 | 74 | 0,8791 | 26 |
| 33 | 0,9609 | 13 | 75 | 0,8765 | 26 |
| 34 | 0,9596 | 13 | 76 | 0,8739 | 26 |
| 35 | 0,9583 | 13 | 77 | 0,8712 | 27 |
| 36 | 0,9570 | 13 | 78 | 0,8685 | 27 |
| 37 | 0,9556 | 14 | 79 | 0,8658 | 27 |
| 38 | 0,9541 | 15 | 80 | 0,8631 | 27 |
| 39 | 0,9526 | 15 | 81 | 0,8603 | 28 |
| 40 | 0,9510 | 16 | 82 | 0,8575 | 28 |
| 41 | 0,9494 | 16 | 83 | 0,8547 | 28 |
| 42 | 0,9478 | 16 | 84 | 0,8518 | 29 |
| 43 | 0,9461 | 17 | 85 | 0,8488 | 30 |
| 44 | 0,9444 | 17 | 86 | 0,8458 | 30 |
| 45 | 0,9427 | 17 | 87 | 0,8428 | 30 |
| 46 | 0,9409 | 18 | 88 | 0,8397 | 31 |
| 47 | 0,9391 | 18 | 89 | 0,8365 | 32 |
| 48 | 0,9373 | 18 | 90 | 0,8332 | 33 |
| 49 | 0,9354 | 19 | 91 | 0,8299 | 33 |
| 50 | 0,9335 | 19 | 92 | 0,8265 | 34 |
| 51 | 0,9315 | 20 | 93 | 0,8230 | 35 |
| 52 | 0,9295 | 20 | 94 | 0,8194 | 36 |
| 53 | 0,9275 | 20 | 95 | 0,8157 | 37 |
| 54 | 0,9254 | 21 | 96 | 0,8118 | 39 |
| 55 | 0,9234 | 20 | 97 | 0,8077 | 41 |
| 56 | 0,9213 | 21 | 98 | 0,8034 | 43 |
| 57 | 0,9192 | 22 | 99 | 0,7988 | 46 |
| 58 | 0,9170 | 22 | 100 | 0,7939 | 49 |
| 59 | 0,9148 | 22 | | | |

Tables de Gilpin.

L'idée des grands avantages qu'une méthode sûre et facile d'appréciation du degré de pureté des esprits, devait présenter, sous le double rapport de l'intérêt du commerce et de l'amélioration du revenu public, n'échappa pas au gouvernement anglais. Il chargea en conséquence sir Charles Blagden de s'occuper particulièrement de cet objet. Le détail de toutes les expériences qu'il fit à ce sujet fut publié dans les Transactions philosophiques pour 1690; et M. Gilpin, à qui Blagden avait confié le soin de les continuer, y donna, en 1794, une suite de tables qui en présentaient les résultats. Dans celle que nous offrons ici, et qui en est extraite, se trouve la pesanteur spécifique de différens mélanges d'alcool et d'eau, à des différences égales de température de 3° centig., depuis celle de — 1° jusqu'à 41° centigr. L'alcool employé comme étalon, était d'une pesanteur spécifique de 0,825 à la température de 16° centig., et composé, d'après les expériences de Gilpin, de 100 parties d'alcool de la pesanteur spécifique de 0,814, et de 4,5 parties d'eau. On voit, par une des tables précédentes, que l'alcool, de 0,825 de pesanteur spécifique, contient 89 parties d'alcool pur, et 11 parties d'eau.

*Pesanteurs spécifiques réelles à différentes températures.*

| Température. | Alcool pur. | 100 Alcool. 5 Eau. | 100 Alcool. 10 Eau. | 100 Alcool 15 Eau. | 100 Alcool. 20 Eau. | 100 Alcool. 25 Eau. | 100 Alcool 30 Eau. | 100 Alcool. 35 Eau. | 100 Alcool. 40 Eau. | 100 Alcool. 45 Eau. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| centig. | | | | | | | | | | |
| — 1° | 0,83896 | 0,84995 | 0,85957 | 0,86825 | 0,87585 | 0,88282 | 0,88921 | 0,89511 | 0,90054 | 0,90558 |
| + 2 | 83672 | 84769 | 85729 | 86587 | 87357 | 88059 | 88701 | 89291 | 89839 | 90345 |
| 5 | 83445 | 84539 | 85507 | 86361 | 87134 | 87838 | 88481 | 89073 | 89617 | 90127 |
| 8 | 83214 | 84310 | 85277 | 86131 | 86905 | 87613 | 88255 | 88849 | 89396 | 89909 |
| 11 | 82977 | 84076 | 85042 | 85902 | 86676 | 87384 | 88020 | 88626 | 89174 | 89684 |
| 14 | 82736 | 83834 | 84802 | 85664 | 86441 | 87150 | 87796 | 88393 | 88945 | 89458 |
| 17 | 82500 | 83599 | 84568 | 85430 | 86208 | 86918 | 87569 | 88169 | 88720 | 89232 |
| 20 | 82262 | 83362 | 84334 | 85193 | 85976 | 86686 | 87337 | 87938 | 88490 | 89006 |
| 23 | 82023 | 83124 | 84092 | 84951 | 85736 | 86451 | 87105 | 87705 | 88254 | 88773 |
| 26 | 81780 | 82878 | 83851 | 84710 | 85496 | 86212 | 86864 | 87466 | 88018 | 88538 |
| 29 | 81530 | 82631 | 83603 | 84467 | 85248 | 85966 | 86622 | 87228 | 87776 | 88301 |
| 32 | 81291 | 82396 | 83371 | 84243 | 85036 | 85757 | 86411 | 87021 | 87590 | 88120 |
| 35 | 81044 | 82150 | 83126 | 84001 | 84797 | 85518 | 86172 | 86787 | 87360 | 87889 |
| 38 | 80794 | 81900 | 82877 | 83753 | 84550 | 85272 | 85928 | 86542 | 87114 | 87654 |
| 41 | 80548 | 81657 | 82639 | 83513 | 84308 | 85031 | 85688 | 86302 | 87879 | 87421 |

*Pesanteurs spécifiques réelles à différentes températures.*

| Température. | 100 Alcool. 50 Eau. | 100 Alcool. 55 Eau. | 100 Alcool. 60 Eau. | 100 Alcool. 65 Eau. | 100 Alcool. 70 Eau. | 100 Alcool. 75 Eau. | 100 Alcool. 80 Eau. | 100 Alcool. 85 Eau. | 100 Alcool. 90 Eau. | 100 Alcool. 95 Eau. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| centig. | | | | | | | | | | |
| — 1° | 0,91023 | 0,91449 | 0,91847 | 0,92217 | 0,92563 | 0,92889 | 0,93191 | 0,93474 | 0,93741 | 0,93991 |
| + 2 | 90811 | 91241 | 91640 | 92009 | 92355 | 92680 | 92986 | 93274 | 93541 | 93790 |
| 5 | 90596 | 91026 | 91428 | 91799 | 92151 | 92476 | 92783 | 93072 | 93341 | 93592 |
| 8 | 90380 | 90812 | 91211 | 91584 | 91937 | 92264 | 92570 | 92859 | 93131 | 93382 |
| 11 | 90160 | 90596 | 90997 | 91370 | 91723 | 92051 | 92358 | 92647 | 92912 | 93177 |
| 14 | 89933 | 90367 | 90768 | 91144 | 91502 | 91837 | 92145 | 92436 | 92707 | 92963 |
| 17 | 89707 | 90144 | 90549 | 90927 | 91287 | 91622 | 91933 | 92225 | 92499 | 92758 |
| 20 | 89479 | 89920 | 90328 | 90707 | 91066 | 91400 | 91715 | 92010 | 92283 | 92546 |
| 23 | 89252 | 89695 | 90104 | 90484 | 90847 | 91181 | 91493 | 91793 | 92069 | 92333 |
| 26 | 89018 | 89464 | 89872 | 90252 | 90617 | 90952 | 91270 | 91569 | 91849 | 92111 |
| 29 | 88781 | 39225 | 89639 | 90021 | 90385 | 90723 | 91046 | 91340 | 91622 | 91891 |
| 32 | 88605 | 89043 | 89460 | 89843 | 90209 | 90558 | 90882 | 91186 | 91465 | 91729 |
| 35 | 88376 | 88817 | 89230 | 89617 | 89988 | 90342 | 90668 | 90967 | 91248 | 91511 |
| 38 | 88146 | 88588 | 89003 | 89390 | 89763 | 90119 | 90443 | 90747 | 91029 | 91290 |
| 41 | 87915 | 88357 | 88769 | 89158 | 89536 | 89889 | 90215 | 90522 | 90805 | 91066 |

*Pesanteurs spécifiques réelles à différentes températures.*

| Température. | 100 Alcool. 100 Eau. | 95 Alcool. 100 Eau. | 90 Alcool. 100 Eau. | 85 Alcool. 100 Eau. | 80 Alcool. 100 Eau. | 75 Alcool. 100 Eau. | 70 Alcool. 100 Eau. | 65 Alcool. 100 Eau. | 60 Alcool. 100 Eau. | 55 Alcool. 100 Eau. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| centig. | | | | | | | | | | |
| — 1° | 0,94222 | 0,94447 | 0,94675 | 0,94920 | 0,95173 | 0,95429 | 0,95681 | 0,95944 | 0,96209 | 0,9647 |
| + 2 | 9[illegible]025 | 94249 | 94484 | 94734 | 94988 | 95246 | 95502 | 95772 | 96048 | 96315 |
| 5 | 93827 | 94058 | 94295 | 94547 | 94802 | 95060 | 95328 | 85602 | 95879 | 96159 |
| 8 | 93631 | 93860 | 94096 | 94348 | 94605 | 94871 | 95143 | 95423 | 95705 | 95993 |
| 11 | 93419 | 93658 | 93897 | 94149 | 94414 | 94683 | 94958 | 95248 | 95534 | 95831 |
| 14 | 93208 | 93452 | 93696 | 93948 | 94213 | 94486 | 94767 | 95057 | 95357 | 95662 |
| 17 | 93002 | 93247 | 93493 | 93749 | 96018 | 94296 | 94579 | 94874 | 95181 | 95493 |
| 20 | 92794 | 93040 | 93285 | 93546 | 93822 | 94099 | 94388 | 94689 | 95000 | 95318 |
| 23 | 92580 | 92828 | 93076 | 93337 | 94616 | 93898 | 94193 | 94500 | 94813 | 95139 |
| 26 | 92364 | 92613 | 92865 | 93132 | 93413 | 93695 | 93989 | 94301 | 94623 | 94957 |
| 29 | 92142 | 93393 | 92646 | 92917 | 93201 | 93488 | 93785 | 94102 | 94431 | 94968 |
| 32 | 91969 | | | | | | | | | |
| 35 | 91751 | | | | | | | | | |
| 38 | 91531 | | | | | | | | | |
| 41 | 91310 | | | | | | | | | |

## *Pesanteurs spécifiques réelles à différentes températures.*

| Température. | 50 Alcool. 100 Eau. | 45 Alcool. 100 Eau. | 40 Alcool. 100 Eau. | 35 Alcool. 100 Eau. | 30 Alcool. 100 Eau. | 25 Alcool. 100 Eau. | 20 Alcool. 100 Eau. | 15 Alcool. 100 Eau. | 10 Alcool. 100 Eau. | 5 Alcool. 100 Eau. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| centig. | | | | | | | | | | |
| — 1° | 0,96019 | 0,96967 | 0,97200 | 0,97418 | 0,97635 | 0,97860 | 0,98108 | 0,98412 | 0,98804 | 0,99334 |
| + 2 | 96579 | 96840 | 97086 | 97319 | 97556 | 97801 | 98076 | 98397 | 98804 | 99344 |
| 5 | 96434 | 96706 | 96967 | 97220 | 97472 | 97737 | 98033 | 98373 | 98795 | 99345 |
| 8 | 96280 | 96563 | 96810 | 97110 | 97384 | 97666 | 97950 | 98338 | 98774 | 99338 |
| 11 | 96126 | 96420 | 96708 | 96995 | 97284 | 97589 | 97920 | 98293 | 98745 | 99316 |
| 14 | 95966 | 96272 | 96575 | 96877 | 97181 | 97500 | 97817 | 98239 | 98702 | 99281 |
| 17 | 95804 | 96122 | 96437 | 96752 | 97074 | 97410 | 977[illegible] | 98176 | 98654 | 99244 |
| 20 | 95635 | 96962 | 96288 | 96620 | 96959 | 97309 | 97688 | 98106 | 98594 | 99194 |
| 23 | 95469 | 95802 | 96143 | 96484 | 96836 | 97203 | 97590 | 98028 | 98527 | 99134 |
| 26 | 95292 | 95638 | 95987 | 96344 | 96708 | 97086 | 97495 | 97943 | 98454 | 99066 |
| 29 | 95111 | 95467 | 95826 | 96192 | 96568 | 96963 | 97385 | 97845 | 98367 | 99991 |

Conformément aux lois de l'excise actuellement en vigueur en Angleterre, le droit sur les esprits se perçoit à raison du volume, et sur l'évaluation d'un degré particulier de force, auquel on ramène celle quelconque de tout esprit, au moyen de tables calculées à cet effet. On se sert, pour la vérification de ce degré déterminé de force, d'un hydromètre très-peu convenable, inventé par Clarke en 1730*, auquel depuis on a fait plusieurs changemens et perfectionnemens. L'usage de cet instrument avait consacré une espèce de langage vicieux, qui d'abord adopté par les commerçans, sembla s'être introduit, d'après eux, dans la rédaction des lois de l'excise. On y appelait *esprit de preuve*, et quelquefois *esprit double*, un mélange, à volumes égaux, d'alcool et d'eau. L'hydromètre de Clarke consiste dans une boule mince de cuivre, surmontée d'une tige unie et déliée. Au-dessous de cette boule est un bouton métallique destiné à maintenir l'instrument dans une position perpendiculaire; il est assez léger pour ne pas s'enfoncer dans l'alcool pur; il porte une marque sur le milieu de sa tige, et il est accompagné de petits poids, dont on le charge, pour le mettre d'accord avec les températures différentes du liquide. Parmi ces poids, il en est un, étiqueté *preuve*, ajusté de manière qu'en le plaçant sur la tige avec celui qui correspond à la température, l'instrument descende dans le liquide jusqu'à ce que la marque tracée sur le milieu de la tige se trouve exactement de niveau avec sa surface.

On voit, par un acte du parlement d'Angleterre, passé en 1762, que la pesanteur spécifique de l'*esprit de preuve*, à la température de 16° centig., devait être de 0,916; mais l'hydromètre de Clarke, chargé des poids convenables, s'enfonce jusqu'à l'indication de *preuve* dans des esprits d'une pesanteur spécifique de 0,920, à la même température; cette pesanteur spécifique serait, à cette température, suivant la table ci-dessus de Lowitz, de 0.917 pour un mélange, à poids égaux, d'eau et d'alcool pur, densité qui diffère très-peu de celle de la preuve légale. La preuve de Clarke consiste dans 49 parties d'alcool pur et 51 parties d'eau. La presque coïncidence de ces nombres indique une très-grande approximation de la force réelle de l'esprit. Si Charles Blagden eût fait choix pour son alcool étalon de celui dont la pesanteur spécifique est de 0,800, il eût trouvé une pesanteur spécifique de l'esprit de preuve,

* On trouve la première description de cet instrument, Phil. Trans. 1730, vol. XXXVI, p. 277.

qui se serait très-peu écartée de celle de Clarke. Mais si, par esprit de preuve, on devait entendre des *volumes* égaux d'alcool et d'eau, comme c'était le cas sans doute, alors et la preuve légale et celle de Clarke s'éloignent beaucoup de la vérité.

La force d'esprits, supérieure à celle de *preuve*, et qu'on désignait alors par la dénomination d'esprits *au-dessus de preuve*, se déduit à l'hydromètre de Clarke, du volume de l'eau à employer pour ramener une quantité donnée de ces esprits à la force de celui de preuve. Ainsi, s'il faut une partie d'eau pour en réduire 20 d'esprit, à la preuve, on dira que cet esprit est d'*un à vingt au-dessus de preuve*. Il sera de même d'un à 15, à 10, à 5, à 2, etc., au-dessus de preuve, si cette même quantité d'une partie d'eau est nécessaire pour la réduction à la preuve, de 15, 10, 5 et 2 parties d'esprit, et ainsi de suite.

La force inférieure à celle de *preuve*, d'un esprit, que dans ce cas on appelait esprit *sous preuve*, s'évalue par la quantité d'eau qu'il aurait été nécessaire de lui enlever pour l'élever à la force de preuve; c'est-à-dire, que si de 20 parties d'un esprit il en fallait retirer une d'eau pour lui donner la force de preuve, cet esprit s'appelait *un en vingt sous preuve;* il était d'un *en quinze, en dix, en cinq, etc.*, sous preuve, si cette même quantité d'une partie d'eau devait être soustraite de 15, 10, 5, etc., parties de l'esprit.

On trouve, dans la table suivante, l'indication, par l'hydromètre de Clarke, de la pesanteur spécifique d'esprits de forces différentes à la température de 16° centigr. *.

| Degrés. | Pesanteur spécifiq. | Degrés. | Pesanteur spécifiq. |
|---|---|---|---|
| Un en deux. . | 0,9644 | Un à vingt. . . | 0,9162 |
| Un en trois. . | 0,9543 | Un à quinze. . | 0,9135 |
| Un en quatre. | 0,9458 | Un à dix . . . . | 0,9107 |
| Un en cinq. . | 0,9424 | Un à neuf . . . | 0,9093 |
| Un en six. . . | 0,9385 | Un à huit . . . | 0,9071 |
| Un en sept . . | 0,9364 | Un à sept.. . . | 0,9047 |
| Un en huit . . | 0,9344 | Un à six . . . . | 0,9006 |
| Un en neuf. . | 0,9334 | Un à cinq . . . | 0,8961 |
| Un en dix. . . | 0,9320 | Un à quatre . . | 0,8913 |
| Un en quinze. | 0,9280 | Un à trois . . . | 0,8817 |
| Un en vingt . | 0,9265 | Un à deux. . . | 0,8590 |
| Preuve . . . . | 0,9200 | Alcool.. . . . . | 0,8338 |

Degrés de l'hydromètre de Clarke.

* Wilson's Tables, p. 16.

On peut voir aussi, pour tous les détails qui précèdent, l'extrait par moi, de l'ouvrage de Atkins et comp^e. Ann. de Chim. XLVIII, p. 5. (*Note du Traducteur*).

Pour éviter toute confusion dans la perception de l'impôt sur les esprits, on devrait le faire porter sur leur poids, et non sur leur volume. On le préleverait alors d'une manière suffisamment exacte, soit en effectuant la pesée des esprits, soit en construisant des tables qui donnassent l'indication du poids, d'après le volume et la pesanteur spécifique.

L'importance du sujet me détermine à donner ici une table de plus, à raison de son utilité. Cette table présente la pesanteur spécifique, à chaque degré de température, de — 1,11 à + 26,67 degrés centigrades (correspondant de 30 à 80 degrés Fahrenheit), d'un mélange de 100 parties de l'alcool étalon de Gilpin, et 65,6486 parties d'eau, en poids. Ce mélange constitue des esprits de 8 pour 100 au-dessus de preuve, suivant l'indication de l'hydromètre de Sykes, ou de 1 à 10 au-dessus de preuve par l'hydromètre de Clarke.

| Températ. degr. centig. | Pesanteur spécifique. | Temp. deg. cent. | Pesanteur spécifique. | Temp. deg. cent. | Pesanteur spécifique. |
|---|---|---|---|---|---|
| — 1,11 | 0,92206 | 8,33 | 0,91488 | 17,78 | 0,90741 |
| 0,56 | 0,92165 | 8,89 | 0,91445 | 18,33 | 0,90697 |
| 0, » | 0,92124 | 9,44 | 0,91403 | 18,89 | 0,90653 |
| + 0,56 | 0,92082 | 10, » | 0,91359 | 19,44 | 0,90609 |
| 1,11 | 0,92040 | 10,56 | 0,91314 | 20, « | 0,90564 |
| 1,67 | 0,91998 | 11,11 | 0,91269 | 20,56 | 0,90519 |
| 2,22 | 0,91956 | 11,67 | 0,91224 | 21,11 | 0,90474 |
| 2,78 | 0,91914 | 12,22 | 0,91176 | 21,67 | 0,90428 |
| 3,33 | 0,91872 | 12,78 | 0,91134 | 22,22 | 0,90382 |
| 3,89 | 0,91830 | 13,33 | 0,91090 | 22,78 | 0,90336 |
| 4,44 | 0,91788 | 13,89 | 0,91046 | 23,33 | 0,90290 |
| 5, » | 0,91745 | 14,44 | 0,91003 | 23,89 | 0,90243 |
| 5,56 | 0,91702 | 15, » | 0,90960 | 24,44 | 0,90197 |
| 6,11 | 0,91659 | 15,56 | 0,90917 | 25, « | 0,90151 |
| 6,67 | 0,91616 | 16,11 | 0,90873 | 25,56 | 0,90104 |
| 7,22 | 0,91573 | 16,67 | 0,90829 | 26,11 | 0,90058 |
| 7,78 | 0,91531 | 17,22 | 0,90785 | 26,67 | 0,90012 |

Action de l'air et de l'oxigène sur l'alcool.

5. L'alcool, soit liquide, soit à l'état gazeux, n'éprouve aucune action de l'air, ni du gaz oxigène, à des températures peu élevées; mais il n'en est pas de même lorsqu'on l'expose à une forte chaleur. Si on l'enflamme à l'air, il

brûle avec une flamme bleue, et sans laisser de résidu. Boerhave observa qu'en recueillant dans des vaisseaux convenables, la vapeur que produit cette combustion, elle n'est autre chose que de l'eau. Junker avait fait la même remarque; et le docteur Black crut avoir lieu de présumer, d'après ses propres observations, que cette quantité d'eau obtenue, recueillie avec soin, excédait le poids de l'alcool consumé. Cette observation fut confirmée par Lavoisier, qui trouva que cette augmentation du poids de l'eau était des 0,143 environ[1]. Saussure le jeune a fait voir que 100 parties d'alcool abandonnent, pendant leur combustion, 132 parties d'eau[2] : ce qui est une preuve que l'alcool contient de l'hydrogène, en proportion considérable, comme partie constituante.

Le mélange, dans des proportions convenables, de la vapeur d'alcool et de gaz oxigène, détone, lorsqu'on le présente à une bougie allumée ou qu'on l'enflamme par l'étincelle électrique, comme cela a lieu avec un mélange de gaz oxigène et hydrogène. Le docteur Ingenhousz paraît être le premier qui ait observé ce fait, ou au-moins qui y ait été conduit par ses expériences sur l'éther[3]. La densité de la vapeur d'alcool est considérable; il exige, par conséquent, une grande quantité d'oxigène pour sa combustion. Les produits sont de l'eau, et de l'acide carbonique[4].

6. L'alcool n'agit que très-peu sur les combustibles simples. Il paraît ne produire aucun effet sur l'hydrogène, le carbone, et le charbon.

Il dissout un peu de phosphore à l'aide de la chaleur. Cet alcool phosphorisé exhale l'odeur de gaz hydrogène phosphoré. Lorsqu'on en verse un peu dans un verre d'eau, il se manifeste aussitôt une lumière vive qui produit des ondes agréables à la surface du liquide[5]. On ne peut remarquer ce phénomène, qui est dû à l'émission d'un peu de gaz hydrogène phosphoré, qu'en faisant l'expérience dans l'obscurité. Alcool phosphoré.

L'alcool et le soufre se combinent, lorsqu'on les met Alcool sulfuré.

---

[1] Mém. Par. 1781, p. 493.
[2] Nicholson's Journ. XXI, 263.
[3] *Voyez* ses Expériences et Observations sur divers objets de physique, p. 173.
[4] Cruikshanks, Nicholson's quarto Jour. V, 25.
[5] Brugnatelli, Ann. de Chim. XXIV, 71. Cette expérience fut faite par Boyle. *Voyez* Shaw's Boyle, III, 19

en contact à l'état de vapeur. Il résulte de cette combinaison un liquide de couleur rougeâtre, qui exhale l'odeur d'acide hydro-sulfurique. Le comte de Lauraguais forma le premier ce composé, en mettant des fleurs de soufre dans une large cucurbite de verre, au centre de laquelle il avait placé un vase de verre qui contenait de l'alcool. Il recouvrait ensuite la cucurbite de son chapiteau, et distillait au bain de sable à une douce chaleur. Le soufre était volatilisé, et l'alcool étant en même-temps converti en vapeur, ces vapeurs se rencontraient dans le chapiteau, s'unissaient, et passaient ensemble dans le récipient en une liqueur rouge [1]. Des chimistes avaient supposé que le soufre ne peut se dissoudre dans l'alcool que par un procédé semblable [2]; cependant les dernières expériences de Favre semblent prouver le contraire [3]. Il mit en digestion, pendant douze heures, une partie de fleurs de soufre dans huit parties d'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,837, à une chaleur trop faible pour faire bouillir le mélange. L'alcool se colora en jaune, et acquit l'odeur et la saveur de l'acide hydro-sulfurique. Il fit digérer ensuite pendant un mois, avec du soufre, et à froid, une autre portion de l'alcool dont il s'était servi pour la première expérience : et l'effet fut absolument le même. En faisant des essais avec de l'alcool de pesanteurs spécifiques variant, de 0,817 à 0,867, il trouva que l'énergie de son action augmente en raison de sa force.

L'alcool sulfuré, préparé par la méthode du comte de Lauraguais, contient environ 0,0166 de soufre qu'on en précipite par l'eau.

Action des alcalis.

7. L'alcool dissout très-facilement les alcalis fixes, avec lesquels il forme ainsi une liqueur âcre, de couleur rougeâtre. C'est que de cette dissolution, qu'on peut obtenir ces alcalis à l'état de pureté. On en dégage l'alcool par la distillation. Il paraît cependant qu'il est en partie décomposé; mais on n'a pas examiné avec assez d'attention la nature des produits. L'ammoniaque se combine aussi avec l'alcool à l'aide de la chaleur; mais, à une température un peu au-dessous de celle

---

[1] Mém. Par. 178, p. 9.
[2] Elémens de Chimie de l'Académie de Dijon. III, 287. Fourcroy, Connaissances chimiques. VIII.
[3] Gehlen's Journ. I, 343.

du terme de l'ébullition de l'alcool, l'ammoniaque se sépare de la combinaison à l'état de gaz, en enlevant cependant avec lui un peu d'alcool en dissolution.

8. De toutes les terres, la barite et la strontiane sont les seules sur lesquelles l'alcool exerce quelque action. Il peut absorber jusqu'à une quantité, à-peu-près égale à son propre poids, de deutoxide d'azote, qu'il retient avec une telle énergie, qu'on ne peut plus ensuite en séparer par la chaleur [1]. Terres.

9. Les acides sulfurique et nitrique décomposent l'alcool. Mais tous les autres sont solubles dans ce liquide, excepté les acides métalliques et l'acide phosphorique. Acides.

10. L'alcool peut dissoudre un grand nombre de substances salines. Leur proportion de dissolubilité dans ce liquide se trouve indiquée, pour la plupart d'entre elles, dans les tables suivantes [2]. Sels.

## TABLE Ière.

*Substances dissoutes en grandes quantités.*

| NOMS DES SUBSTANCES. | TEMPÉRATURE (centigrade). | 240 PARTIES d'alcool, dissolvent: |
|---|---|---|
| Nitrates, de cobalt *... | 12°,50 | 240 parties. |
| ——— de cuivre *... | 12,50 | 240 |
| ——— d'alumine *... | 12,50 | 240 |
| ——— de chaux **... | » | 300 |
| ——— de magnésie*.. | 82,50 | 694 |
| Hydrochlor., de zinc*. | 12,50 | 240 |
| ——— d'alumine *... | 12,50 | 240 |
| ——— de magnésie *. | 82,50 | 1313 |
| ——— de fer *..... | 82,50 | 240 |
| ——— de cuivre *... | 82,50 | 240 |
| Acétates, de plomb*.. | 68 | 240 |
| ——— de cuivre§ ... | » | » |
| Nitrates décomposés. (de zinc *... / de fer *.... / de bismuth*. | | |

[1] Priestley. I, 379.
[2] Morveau, Journal de Phys. 1785.

TABLE II. — *Substances dissoutes en petites quantités.*

| NOMS DES SUBSTANCES. | 240 PARTIES d'alcool bouillant dissolvent : |
|---|---|
| Hydrochlorate de chaux. * | 240 parties. |
| Nitrate d'ammoniaque * | 214 |
| Perchlorure de mercure * | 212 |
| Acide succinique * | 177 |
| Acétate de soude * | 112 |
| Nitrate d'argent * | 100 |
| Sucre raffiné * | 59 |
| Acide borique * | 48 |
| Nitrate de soude * | 23 |
| Acétate de cuivre * | 18 |
| Hydrochlorate d'ammoniaque * | 17 |
| Sur-arseniate de potasse * | 9 |
| Oxalate de potasse * | 7 |
| Nitrate de potasse * | 5 |
| Hydrochlorate de potasse * | 5 |
| Arseniate de soude * | 4 |
| Oxide blanc d'arsenic * | 3 |
| Tartrate de potasse * | 1 |
| Nitrate de plomb § | » |
| Carbonate d'ammoniaque § | » |

TABLE III. — *Substances insolubles dans l'alcool.*

| | |
|---|---|
| Sucre de lait.* | Sulfates, de potasse.* |
| Borax.* | ——— de soude.* |
| Tartrate acide potasse.* | ——— de magnésie.* |
| Alun.* | Sulfite de soude. |
| Sulfates, d'ammoniaque.* | Tartrate de soude et de potasse. |
| ——— de chaux.* | Nitrate de mercure.* |
| ——— de barite. § | Chlorures, de plomb.* |
| ——— de fer.* | ——— d'argent.* |
| ——— de cuivre.* | Hydrochlorate de soude.* |
| ——— d'argent.* | Carbonates, de potasse. |
| ——— de mercure.* | ——— de soude. |
| ——— de zinc.* | |

Ces expériences furent principalement faites par Macquer et Wenzel [1]. La pesanteur spécifique de l'alcool qu'employa Macquer, était de 0,840. Wenzel n'indique pas la densité du sien; mais comme il le compare à celui de Macquer, il y a lieu de présumer qu'il était à-peu-près de la même force. Comme la dissolubilité des sels est relative au degré de force de l'alcool employé, les expériences de Macquer et de Wenzel ont le défaut de présenter des résultats qui ne se rapportent qu'aux effets de l'action de l'alcool d'une densité particulière. Kirwan a en partie suppléé à cette imperfection, par la table suivante, construite d'après ses propres expériences [2].

---

[1] Verwandtschaft, p. 300. La dissolubilité de tous les sels marqués *, fut reconnue par Wenzel; celle des sels avec les signes **, par Macquer; et par Witherius, celle de ceux désignés par §.

[2] On mineral Waters, p. 274.

*Solubilité des sels dans* 100 *parties d'alcool de densités différentes.*

| SELS. | ALCOOL DE | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| | 0,900 | 0,872 | 0,848 | 0,834 | 0,817 |
| Sulfate de soude . . . | 0, | 0, | 0, | 0, | 0, |
| Sulfate de magnésie. . | 1, | 1, | 0, | 0, | 0, |
| Nitrate de potasse. . . | 2,76 | 1, | » | 0, | 0, |
| Nitrate de soude. . . . | 10,50 | 6, | » | 0,38 | 0, |
| Hydroch. de potasse. . | 4,62 | 1,66 | » | 0,38 | 0, |
| Hydroch. de soude. . | 5,80 | 3,67 | » | 0,50 | » |
| Hyd. d'ammoniaque. . | 6,50 | 4,75 | » | 1,50 | » |
| Hyd. de magnésie, desséché à 49° cent . . | 21,25 | » | 23,75 | 36,25 | 50, |
| Hydroch. de barite. . | 1, | » | 0,29 | 0,185 | 0,09 |
| *Idem* cristallisé. . . . | 1,56 | » | 1,43 | 0,32 | 0,06 |
| Acétate de chaux. . . . | 2,40 | » | 4,12 | 4,75 | 4,88 |

Sa flamme teinte par des sels.

Lorsqu'on brûle de l'alcool, qui contient certaines substances salines en dissolution, il arrive souvent que sa flamme est d'une teinte diversement colorée, suivant le corps. Ainsi, le nitrate de strontiane la rend pourpre; l'acide borique, et les sels cuivreux, verte; l'hydrochlorate de chaux, rouge; le nitrate de potasse et le perchlorure de mercure, jaune.

11. Les chimistes furent d'opinions différentes sur la nature de l'alcool. Stahl le considérait comme étant composé d'une huile très-légère, unie, par le moyen d'un acide, à une certaine quantité d'eau. Suivant Junker, c'était une combinaison du phlogistique avec l'eau, à l'aide d'un acide. Cartheuser assurait, d'un autre côté, que l'alcool ne contenait point d'acide, et qu'il ne consistait que dans le phlogistique pur, et l'eau. Mais ces hypothèses n'étaient encore que de simples assertions, qu'aucune preuve quelconque n'appuyait, lorsque Lavoisier entreprit le premier l'analyse de l'alcool. Il fit brûler une certaine quantité d'alcool, d'une pesanteur spécifique de 0,8293, dans une cloche de verre, sur le mercure, et remplie de gaz oxigène; il calculait les parties constituantes de l'alcool, d'après la quantité de gaz oxigène consumé, et celle de l'acide carbonique formé par la combustion d'un poids donné d'alcool [1]. Mais les résultats qu'il obtenait en procédant ainsi, ne pouvaient être exacts, parce qu'il s'évaporait de l'alcool qui ne brûlait pas, et qu'il n'avait aucun moyen de déterminer la proportion de cette quantité sur celle totale de l'alcool mis en expérience. Théodore de Saussure reprenant, en 1807, la recherche de la composition de l'alcool, essaya la méthode de Lavoisier. Il fit détoner un mélange de vapeur d'alcool et de gaz oxigène par l'électricité; mais le procédé dans lequel il eut la plus grande confiance, fut celui qui consistait à décomposer l'alcool, en le faisant passer à travers un tube de porcelaine rouge de feu, et à analyser le gaz qui était produit [2]. Les résultats qu'il obtenait par ces procédés, différaient considérablement les uns des autres. Les siens se rapprochaient plus sans doute de la vérité que ceux de Lavoisier, parce que depuis l'époque où ce savant s'était occupé de ses expériences, l'art de l'analyse avait fait des progrès considérables. Mais les résultats de Saussure ne pouvaient encore être considérés que comme des approximations. Il porta de nouveau son attention sur ce sujet en 1813, et publia une nouvelle analyse de l'alcool, qu'on peut considérer comme se rapprochant tout aussi près de la précision, que l'état présent de la science pourrait l'admettre. Il employait, pour son analyse, de l'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,8302 à la température de

Composition.

[1] Mém. Par. 1781.
[2] Nicholson's Journ. XXI, 225.

17° centig., obtenu par rectification d'esprits ordinaires. Cet alcool était un composé de 13,8 eau et 86,2 de l'alcool absolu de Richter; la composition de cet alcool absolu était donnée par la soustraction de l'eau, des produits obtenus. Sa méthode d'analyse consistait à faire passer l'alcool à travers un tube de porcelaine rouge de feu, et de là dans un tube de verre d'environ 2 mètres de long, entouré de glace. Tous les produits étaient exactement recueillis et pesés; il se déposait un peu de charbon dans le tube de porcelaine, et une très-petite portion d'huile dans le tube de verre. L'eau condensée s'élevait aux 0,224 de l'alcool faible employé, et cette eau contenait les 0,0035 de son poids d'alcool absolu. Le gaz combustible pesait 59 grammes (le poids de l'alcool faible employé était de 81 grammes), et il y eut une perte d'environ 4 grammes. Le gaz ayant été brûlé dans un eudiomètre avec du gaz oxigène, les produits de la combustion furent de l'acide carbonique et de l'eau. Il fut consumé 3 volumes de gaz oxigène, par 2 volumes de gaz carbonique produit. Or, c'est la propriété du gaz hydrogène percarboné; d'où il suit, que le gaz est précisément le même dans sa composition, comme s'il était un mélange de vapeur d'eau et de gaz hydrogène percarboné. Le résultat de l'analyse fut, que l'alcool absolu de Richter est un composé de

| | |
|---|---|
| Hydrogène..... | 13,70 |
| Carbone..... | 51,98 |
| Oxigène..... | 34,32 |
| | 100,00 |

Ou bien, la composition peut être établie ainsi :

| | |
|---|---|
| Gaz hydrogène percarboné..... | 61,63 |
| Eau..... | 38,37 |
| | 100,00 |

Si nous le supposons composé d'un volume de gaz hydrogène percarboné et d'un volume de vapeur d'eau réduits à 1 volume, sa pesanteur spécifique, à l'état de vapeur, sera exactement égale à la pesanteur spécifique de ces deux fluides élastiques ajoutés ensemble. Or, la pesanteur spécifique de ces corps, est :

| | |
|---|---|
| Gaz hydrogène percarboné..... | 0,974 |
| Vapeur d'eau..... | 0,625 |
| | 1,599 |

Et la pesanteur spécifique de la vapeur d'alcool est déterminée par Gay-Lussac à 1,6133, ce qui coïncide presque avec le résultat précédent. Dans cette supposition, la composition de l'alcool sera:

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Gaz hydrogène percarboné. | 29,72 | 62,2 | 100 | 1,851 |
| Vapeur d'eau..... | 18,062 | 37,8 | 60,77 | 1,125 |

D'où il suit, que c'est un composé de 2 atômes de gaz hydrogène percarboné et de 1 atôme d'eau; de sorte qu'on peut établir la constitution de l'alcool, ainsi qu'il suit, savoir:

| | | |
|---|---|---|
| 3 atômes hydrogène | = | 0,375 |
| 2 atômes carbone | = | 1,5 |
| 1 atôme oxigène | = | 1,0 |
| | | 2,875 |

Ainsi c'est un composé de 6 atômes, et le poids d'une de ses molécules intégrantes est 2,875.

---

# CHAPITRE II.

## *Des Éthers.*

Lorsqu'après avoir mêlé l'alcool avec différens acides, on soumet le mélange à la distillation, on obtient un liquide ardent, éminemment volatil, se dissolvant imparfaitement dans l'eau, auquel on a donné le nom d'*éther*. Comme les propriétés de ce liquide varient suivant l'acide employé, on distingue chaque espèce d'éther, en ajoutant à ce nom celui de l'acide dont on s'est servi pour le former. Ainsi, par *éther sulfurique*, on désigne l'éther produit avec l'acide sulfurique. Les dénominations d'*éther nitrique*, d'*éther hydrochlorique*, d'*éther acétique*, indiquent également les éthers obtenus avec les acides nitrique, hydrochlorique et acétique. Nous connaissons actuellement sept espèces différentes d'éthers, savoir :

1. L'éther sulfurique.
2. L'éther nitrique.
3. L'éther chlorique.
4. L'éther hydrochlorique.
5. L'éther hydriodique. Espèces.
6. L'éther acétique.
7. L'éther formique.

Nous allons examiner chacune de ces espèces d'éthers dans les sept sections qui vont suivre.

## SECTION PREMIÈRE.

### *De l'Éther sulfurique.*

Histoire. On trouve dans la pharmacopée de Valerius Cordus, publiée à Nuremberg vers l'an 1540, la description d'une méthode de préparation de l'éther sulfurique. C'est de là que Conrad Gesner la transcrivit dans son *Thesaurus Evonymi de remediis secretis*, qui parut en 1552, où il donne à cette substance le nom d'*oleum vitrioli dulce*[1]. Elle paraît avoir été connue, quoique ce ne fut pas dans son état de pureté, de Basile Valentin et de Paracelse; mais je n'ai pu en retrouver aucunes traces[2] dans les écrits des chimistes publiés jusqu'à la fin du dix-septième siècle, si ce n'est cependant dans ceux

[1] Pour peu qu'on considère la formule donnée par Gesner, pour la préparation de cet *oleum vitrioli dulce*, on se convaincra facilement que cette liqueur différait de celle des *acides dulcifiés* des modernes, et qu'elle devait être un mélange d'*alcool*, d'*éther* et d'*huile douce du vin*. Voici le passage de Gesner, tel qu'il a été cité par Hoffman : *Recipe vini ardentis acerrimi et ter sublimati, uncias quinque, olei vitrioli austeri tantumdem, misce in venetiano vitro, et pone in cucurbitam parvam angusto orificio, et luto optimo orificium claude, dimitte ita per integrum mensem aut duos. Deindè effunde in cucurbitam, cui sit immediate annexum alumbicum, cujus figuram subjiciemus, pone deindè in parvam fornacem, ac dimidiam ejus partem cinere obrue, postea applica recipientem et luto juncturam claude diligenter, et extrahe uncias sex vini ardentis quas infudisti. Ut verò tutius hoc fiat, pone in balneum mariæ; sic solum vinum absque oleo ascendet. Cum extraxeris autem per balneum infusas uncias sex vini usti, pone id, quod residuum est, in fornacem, ut arena mediam cucurbitæ partem attingat, ac novo et vacuo recipiente eoque non magno applicato, luto juncturam diligenter claude. Accende deinde modestum ignem, et sensim extrahe omnem humiditatem quæ relicta est in cucurbita, donec nihil humidi amplius in fundo appareat; adhibita semper maxima cura et diligentia, ut ignem ita modereris, ne ebulliat usque ad alambici canalem. Nam si hunc ebullitio attigerit, sedare non potes, neque prohibere, quin in receptaculum egrediatur, ac totum oleum perdat; solet enim facillime ebullire. Tum videbis duo contineri in eo, aqueum videlicet humorem ac pinguem; segregabis vero unum ab altero statim, ita ut nihil aqueum in oleo relinquatur, nam aqua illa oleum corrumpit; segregatum oleum usui reserva.*

[2] Le *oleum vitrioli dulce* de Lemeri, par exemple, est très-différent de celui décrit par Gesner. (*Voyez* son cours de Chimie, p. 502.)

de M. Boyle. Il paraît en effet évident, d'après différens passages de ses écrits, qu'il avait connaissance de l'éther sulfurique, quoiqu'il n'y en fasse pas une mention particulière[1]. Mais ce fut à l'occasion d'un mémoire inséré dans les Transactions philosophiques pour 1730, par un Allemand qui s'appelait Frobenius, mémoire dans lequel se trouvaient exposées ses propriétés les plus remarquables, que l'attention des chimistes se porta, pour la première fois, sur cet intéressant liquide[2]. Ce fut pour la première fois aussi que, dans ce mémoire de Frobenius, il reçut de lui le nom d'*éther*. Les chimistes allemands le distinguèrent long-temps par celui de *naphtha*.

1. L'éther sulfurique se prépare ordinairement de la manière suivante[3]. Après avoir mis dans une cornue parties égales d'alcool et d'acide sulfurique, on y lute un large récipient qu'il convient d'entourer de glace, ou au-moins d'eau froide. On chauffe ensuite, et dès que le mélange commence à bouillir, l'éther passe, se condense et coule en larges stries le long des parois du récipient. Lorsque la quantité de ce liquide passé dans le récipient s'élève à environ la moitié de l'alcool employé, il faut arrêter l'opération. L'éther, ainsi obtenu, n'est pas parfaitement pur; il contient presque toujours un peu d'acide sulfureux. Préparation.

On appelle *rectification de l'éther* la séparation de ce liquide d'avec l'acide sulfureux qui y est mêlé. La méthode dont on se sert ordinairement à cet effet, et je peux ajouter la meilleure, est celle de Woulf. Dans un flacon, aux trois quarts plein du liquide éthéré impur, on ajoute un peu d'eau et une portion de chaux éteinte. On agite fortement le flacon, et on ne le débouche qu'après l'avoir tenu pendant quelque temps dans l'eau. Si l'odeur d'acide sulfureux n'a pas entièrement disparu, on ajoute un peu plus de chaux, et on agite

---

[1] Shaw's, Boyle. I, 530; et I, 269. On y décrit en détail la préparation de l'éther, et quelques-unes de ses propriétés les plus remarquables.

[2] Phil. Trans. XXXVI, 283. Ce mémoire n'est guère autre chose qu'une rapsodie dans le style des alchimistes. Il se termine par une note de M. Godfrey (Hankwitz), préparateur de M. Boyle, faisant mention d'expériences faites autrefois sur ce liquide par M. Boyle et sir Isaac Newton.

[3] Le procédé de Frobenius a été publié, pour la première fois, dans les Trans. Phil. Vol. XLI.

de nouveau. On continue ainsi jusqu'à ce que l'odeur soit entièrement détruite. On décante alors la liqueur éthérée dans une cornue, et on la distille[1].

Cependant l'éther, lors même qu'on en a séparé ainsi tout l'acide sulfureux qui pouvait s'y trouver mêlé, n'est pas encore parfaitement pur. Il y reste un peu d'alcool, dont étaient imprégnées les premières portions du liquide passé à la distillation du mélange d'acide sulfurique et d'alcool ; et, en effet, l'éther ordinaire est un mélange d'éther et d'alcool. On parvient à débarrasser l'éther de ce dernier liquide en le mêlant avec de l'eau, et en distillant à une très-douce chaleur. Mais M. Lowitz, après avoir observé que cette méthode ne réussit pas complètement, indique le procédé à l'aide duquel il se procura de l'éther beaucoup plus pur qu'on ne l'avait obtenu jusqu'alors par tout autre moyen. Dans 16 parties d'éther d'une pesanteur spécifique de 0,775 à la température de 16° centig., il projetait du sel de tartre, tartrate acide de potasse, desséché et en poudre, jusqu'à ce que les dernières portions ne fussent plus mouillées par la liqueur. Après avoir laissé le mélange en digestion, il en retirait l'éther. Sa pesanteur spécifique n'était plus que de 0,746. Il avait été ainsi dépouillé de l'eau qu'il contenait. Pour en séparer l'alcool, il ajoutait, de la même manière, du chlorure de calcium en poudre au liquide, tant qu'il en pouvait dissoudre. Par le repos, ce mélange se séparait en deux portions, dont l'une, qui était l'alcool tenant le sel en dissolution, occupait la partie inférieure du vaisseau, et l'autre, qui était l'éther, surnageait. Cette portion de liqueur à la surface, étant séparée de celle qui était au-dessous, sa pesanteur spécifique se trouvait réduite à celle de 0,632, à la température de 16° centig. Cet éther était donc beaucoup plus pur qu'aucun de ceux déjà décrits par les chimistes, puisqu'on n'avait jamais pu s'en procurer d'une densité moindre que celle de 0,725[2]. L'éther, ainsi préparé, contient un peu du sel employé, dont on le dépouille entièrement par la distillation ; mais alors sa pesanteur spécifique augmente ; ce qui paraît provenir de ce que la portion la plus pure de l'éther passe à l'état de fluide élastique. Théodore de Saussure purifiait l'éther à-peu-près

---

[1] Proust, Ann. de Chim. XLII, 256.
[2] Lowitz, Crell's Ann. 1796. I, 429.

de la même manière, si ce n'est qu'il le distillait sur le chlorure de calcium. Il l'obtenait ainsi d'une pesanteur spécifique de 0.7155, à la température de 20° centigrades.

2. L'éther, purifié de cette manière, est un liquide limpide, incolore, très-odorant, d'une saveur chaude et piquante. Il est tellement volatil qu'on peut à peine le transvaser sans qu'il s'en perde une portion considérable, par évaporation. Exposé à l'air, il disparaît dans un instant, et produit, en s'évaporant ainsi, un très-grand degré de froid. Si, après avoir entouré de linge un vaisseau de verre contenant de l'eau, on le plonge deux ou trois fois dans l'éther, en laissant à chaque fois l'éther qui mouillait le linge s'évaporer, l'eau dans le verre se gèle. L'éther entre en ébullition, à l'air, à 37° centig., et dans le vide, à — 29° centig. Il existerait donc toujours à l'état de gaz, s'il n'était pas maintenu à celui de liquide par la pression de l'atmosphère. Propriétés.

Lorsqu'on met un peu de ce liquide dans une fiole de verre, à l'air, il prend aussitôt la forme gazeuse; mais sa vapeur, déplaçant une portion considérable de l'air de la fiole, elle ne se dissipe pas très-promptement. Ingenhousz a fait voir que la pesanteur spécifique de cette vapeur est très-considérable [1].

Dalton trouva cette pesanteur spécifique de 2,25, celle de l'air étant 1. Gay-Lussac a déterminé depuis, avec beaucoup plus de soin, la pesanteur spécifique de cette vapeur. Elle est, d'après ses expériences, de 2,5860, celle de l'air étant 1 [2]. Cette détermination excède d'environ $\frac{1}{6}$ celle établie par Dalton.

L'éther, exposé à un froid de — 43° centig., se gèle et cristallise [3].

3. L'air atmosphérique ni le gaz oxigène ne produisent aucun effet sur l'éther, si ce n'est à de hautes températures. L'éther est excessivement inflammable. Lorsqu'on l'allume à l'état de vapeur, il brûle très-rapidement avec une belle flamme blanche, et en laissant quelques traces de charbon. Il se produit, pendant cette combustion, de l'acide carbonique.

---

[1] *Voyez* ses Expériences nouvelles, p. 180.

[2] Ann. de Chim. et Phys. I, 218.

[3] Fourcroy et Vauquelin, Ann. de Chim. XXIX, 289.

Quelque bien rectifié qu'ait été l'éther, il donne toujours des indices d'acide sulfurique[1].

Lorsqu'on fait passer de l'éther dans un gaz quelconque sur le mercure, il double toujours le volume de ce gaz, ainsi que Priestley l'observa le premier. Si on présente, à une bougie allumée, du gaz oxigène ainsi dilaté par l'éther, il brûle avec une grande vivacité et sans qu'il se produise de détonation; mais si on mêle une partie, en volume, de ce gaz oxigène, dilaté par l'éther, avec trois parties de gaz oxigène pur, et qu'on allume le mélange, il se fait une explosion violente, dont les produits sont de l'eau et deux parties et demie d'acide carbonique[2]. Cruickshanks, à qui nous sommes redevables de cette intéressante expérience, trouva qu'une partie de la vapeur d'éther prend 6,8 parties de gaz oxigène pour le consumer complètement; et il estima, d'après les proportions relatives des deux produits, que dans l'éther le carbone est à l'hydrogène :: 5 : 1.

Suivant Dalton, une partie d'éther, en poids, exige pour sa combustion trois parties d'oxigène; les produits sont 1,75 parties d'eau et 2,25 parties d'acide carbonique[3]. Saussure jeune a essayé dernièrement de reconnaître les parties constituantes de l'éther en mêlant ensemble une quantité connue de vapeur d'éther avec le gaz oxigène, en faisant détoner le mélange et en estimant les proportions d'oxigène consumé et d'acide carbonique formé. Le résultat de ses expériences donne, pour la composition de l'éther:

Composition.

| | |
|---|---|
| Hydrogène | 14,40 |
| Carbone | 67,98 |
| Oxigène | 17,62 |
| | 100,00 |

Or, ces proportions équivalent à

| | | |
|---|---|---|
| Gaz hydrogène percarboné | 80,05 | 100 |
| Eau | 19,95 | 25 |
| | 100,00[4] | |

[1] Schéele, II, 108.
[2] Cruickshanks, Nicholson's Jour. V, 205.
[3] New System of Chemical Philosophy. I, 95.
[4] Annals of Philosophy. IV, 40.

Il paraît, d'après cette analyse, que l'éther est composé de 4 parties en poids de gaz hydrogène percarboné et de 1 partie d'eau. Or, comme le poids d'un atôme de gaz hydrogène percarboné est 0,875 et celui d'un atôme d'eau 1,125, le plus petit nombre d'atômes de ces corps respectifs, en concordance avec la composition précédente, est 5 atômes de gaz hydrogène percarboné + 1 atôme d'eau. Dans cette supposition, la constitution de l'éther sulfurique sera :

| | | |
|---|---|---|
| 6 atômes hydrogène..... | = | 0,75 |
| 5 atômes carbone..... | = | 3,75 |
| 1 atôme oxigène..... | = | 1 |
| | | 5,50 |

De sorte que le poids d'une molécule intégrante d'éther est 5,5, et que ce composé n'est pas formé de moins de 12 atômes. Je pense qu'il est plus probable que l'éther sulfurique consiste dans 4 atômes de gaz hydrogène percarboné et 1 atôme d'eau. Alors sa composition serait :

| | | |
|---|---|---|
| Gaz hydrogène percarboné. | 3,5 ... | 100 |
| Eau..... | 1,125... | 32,14 |
| | 4,625 | |

Le poids d'une molécule intégrante de cet éther serait 4,625, et il consisterait dans 10 atômes, savoir :

| | | |
|---|---|---|
| 5 atômes hydrogène.... | = | 0,625 |
| 4 atômes carbone..... | = | 3,000 |
| 1 atôme oxigène..... | = | 1,000 |
| | | 4,625 |

Ingenhousz reconnut le premier que la vapeur d'éther détone avec l'air atmosphérique et le gaz oxigène. Le détail de son expérience fut d'abord publié dans une lettre au docteur Priestley, dans un des volumes de l'ouvrage de ce savant *sur l'air*, et aussi dans le volume soixante-neuf des Transactions philosophiques. Sa manière d'opérer était extrêmement simple. Il suffit de laisser tomber une seule goutte d'éther dans un flacon contenant environ 164 centim. cubes d'air, pour donner à cet air la faculté de détoner. Si l'on met trop d'éther dans le flacon, la propriété est détruite et la détona-

tion n'a plus lieu. La même expérience réussit avec le gaz oxigène [1].

Action de la chaleur.

Lorsqu'on fait passer à travers un tube de porcelaine rouge de feu, de l'éther à l'état de vapeur, ce liquide est complètement décomposé, et il se produit une grande quantité de gaz hydrogène carboné [2]. Saussure jeune a dernièrement répété l'expérience avec précision. Il fit passer 1103 parties de vapeur d'éther à travers un tube de porcelaine rouge de feu. Les produits furent 5,25 parties de charbon dans le tube; 3 parties d'une huile volatile cristallisée en écailles minces et ayant l'odeur du benjoin; 43 parties d'une huile volatile à-peu-près noire, en partie fluide, et en partie ayant la consistance du miel; 3 parties d'eau et 948 parties de gaz hydrogène carboné. La perte, s'élevant à 100,75 parties, était principalement due à un dégagement d'huile à l'état de vapeur [3].

4. L'éther ne se combine point avec l'eau. Lorsqu'on agite ensemble ces deux liquides, ils se séparent de nouveau par le repos; mais l'eau retient une portion de l'éther, et de son côté l'éther reste uni à une portion de l'eau. On voit, par les expériences du comte de Lauraguais, que dix parties d'eau en prennent une d'éther [4]. L'alcool, d'un autre côté, s'unit à l'éther en toutes proportions.

Dissout le phosphore.

5. Le phosphore et le soufre sont les seuls corps combustibles simples sur lesquels l'éther semble avoir quelqu'action.

L'éther peut dissoudre le phosphore en petite proportion. Le liquide est transparent; mais en ajoutant un peu d'alcool, il se trouble et devient laiteux. Ce phénomène fournit le moyen de s'assurer si l'éther contient de l'alcool [5].

Et le soufre.

On avait supposé, d'après les expériences du comte de Lauraguais, que l'éther ne pouvait agir sur le soufre, que dans le cas seulement où l'une et l'autre substances étaient à l'état de vapeur; mais Favre a fait voir qu'en mettant des fleurs de soufre en digestion dans l'éther à froid, ce liquide se chargeait d'un peu de soufre, et que cette faculté dissol-

---

[1] Ingenhouss'z Experiences, p. 171.

[2] Chimistes hollandais. Jour. de Phys. XLV, 184.

[3] Nicholson's Journal. XXI, 323.

[4] Mém. Par. 1758. Il semble résulter de ses expériences, que la portion prise par l'eau n'est pas de l'éther, mais une substance qu'on peut obtenir en cristaux par l'évaporation.

[5] Brugnatelli, Ann. de Chim. XXIV, 73.

vante de l'éther augmentait par l'exposition à la lumière. Il parvint ainsi, au bout d'un mois de digestion, à faire dissoudre près d'une partie de soufre dans douze parties d'éther sulfurique. La liqueur était presqu'incolore; mais elle avait l'odeur et la saveur de l'acide hydro-sulfurique [1].

6. L'éther n'attaque point les métaux; mais on revivifie ceux, tels que l'or et l'argent, qui n'ont qu'une faible affinité pour l'oxigène, en le mêlant avec leurs dissolutions dans les acides. Il dissout le chlorure d'or et le perchlorure de mercure.

7. Il est probable que l'éther n'exerce aucune action sur les alcalis fixes et sur les terres; mais il se combine, ou au-moins il se mêle facilement avec l'ammoniaque.

Il absorbe le deutoxide d'azote en quantité considérable.

8. L'éther paraît susceptible d'être converti, par l'acide sulfurique, en une espèce particulière d'huile, connue sous le nom d'*huile douce du vin*. Action des acides.

Si, après avoir rempli de gaz chlore, qu'on a eu soin de dessécher autant que possible, un flacon de la contenance d'un à deux litres, et y avoir versé deux ou quatre grammes de bon éther, on en couvre immédiatement l'orifice avec un morceau de bois léger, ou avec du papier, on y apercevra, au bout de quelques secondes, une vapeur blanche qui s'y meut circulairement et qui sera promptement suivie d'une explosion accompagnée de flamme. Il se déposera en même-temps une quantité considérable de charbon, et on trouvera que le flacon contient du gaz acide carbonique [2]. On ne connaît pas bien encore l'effet des autres acides sur l'éther.

9. L'éther dissout les huiles fixes et volatiles, les bitumes, ceux au-moins qui sont fluides, et les résines; mais il n'a point cette propriété à l'égard des gommes [3].

10. Lorsque nous comparons ensemble les parties constituantes de l'alcool et de l'éther sulfurique, nous trouvons qu'elles ne diffèrent entr'elles qu'en ce que l'éther contient moins de vapeurs d'eau que l'alcool, environ moitié. Si nous considérons l'éther sulfurique comme étant un composé de 2 Constitution.

---

[1] Gehlen's Journ. IV, 227.
[2] Cruikshanks, Nicholson's Jour. V, 205.
[3] Elém. de Chim. par les académ. de Dijon. III, 318.

volumes de gaz hydrogène percarboné et de 1 volume de vapeur d'eau, réduits à 1 volume. Sa pesanteur spécifique, dérivée de cette supposition, coïncidera presque exactement avec la pesanteur spécifique de la vapeur d'éther sulfurique, telle qu'on l'obtient par l'expérience. Car la pesanteur spécifique du gaz hydrogène percarboné étant de 0,974, deux volumes de ce gaz pèsent..... 1,948
La pesanteur spécifique de la vapeur d'eau, est.. 0,625
2,573

On aurait donc 2,573 pour la pesanteur spécifique de la vapeur d'éther; et Gay-Lussac a déterminé cette pesanteur spécifique, par l'expérience, à 2,586, ce qui ne diffère que de très-peu du nombre trouvé par le calcul [1].

11. On voit, par les dernières expériences de Boullay, qu'en substituant à l'acide sulfurique les acides phosphorique [2] ou arsenique [3], on peut obtenir un éther ayant l'analogie la plus complète avec l'éther sulfurique, ce qui confirme encore davantage la théorie précédente de la formation de cet éther.

---

## SECTION II.

### *De l'Éther nitrique.*

Kunkel est le premier chimiste qui ait fait mention de l'éther nitrique dans une de ses lettres à Voight, qui fut publiée en 1681 [4]; mais on n'avait fait aucune attention à ce qu'il y avait dit sur cette substance, lorsque Navier en fit une seconde fois la découverte en 1742 [5], et Sébastiani, pour la troisième fois en 1746 [6].

Préparation. Navier proposa de préparer cet éther de la manière suivante. On met dans une forte bouteille de verre, plongeant dans l'eau, ou mieux encore, entourée de glace, 12 parties

---

[1] Gay-Lussac, Ann. de Chim. XCV, 311.
[2] *Ibid.* LXII, 192.
[3] *Ibid.* LXXVIII, 284.
[4] Epistola contra spiritum vini sine acido.
[5] Mém. Par. 1742.
[6] Dissert. de nitro. 1746.

d'alcool ; on y ajoute 8 parties d'acide nitrique qu'on verse par intervalles, et en agitant à chaque fois le mélange. On ferme alors la bouteille avec un bouchon de liége, qu'on y assujetit de la manière la plus solide, au moyen d'une peau dont on le recouvre. L'éther se forme peu-à-peu à la surface du liquide. Au bout de cinq à six jours, lorsqu'on suppose qu'il y a eu production de l'éther, on perce avec une aiguille le bouchon de liége afin que le deutoxide d'azote ait la facilité de s'échapper sans entraîner de l'éther avec lui. On débouche alors le flacon, et après avoir versé toute la liqueur dans un entonnoir, dont on tient l'extrémité fermée avec le doigt, on laisse écouler avec précaution le liquide de la partie inférieure, en retenant l'éther.

Cette méthode n'est pas sans inconvéniens ; car la quantité de deutoxide d'azote qui se dégage est si grande, que souvent le flacon se brise. Le docteur Black substitua à cette manière d'opérer un procédé très-ingénieux. Après avoir mis dans une fiole de verre la quantité convenable d'acide nitrique, il versait avec précaution, sur cet acide, une couche d'eau, et sur ce dernier liquide l'alcool. Ainsi la liqueur dans le vase se composait de trois couches, dont celle inférieure était l'acide et celle de dessus l'alcool; ces deux couches étaient séparées l'une de l'autre par l'eau. L'acide et l'alcool se combinaient par degrés avec l'eau; et en arrivant ainsi en contact, ils agissaient modérément l'un sur l'autre, et la formation de l'éther avait lieu sans aucun danger.

Dehne a proposé de préparer l'éther nitrique par un autre procédé extrêmement lent, mais qui ne présente aucun risque. Ce procédé consiste à introduire de l'alcool dans une cornue tubulée, à laquelle est adapté un large récipient; on y ajoute 0,02 d'acide nitrique, en versant cet acide de quatre en quatre heures, et goutte à goutte, jusqu'à ce que, par ces additions successives, la quantité s'en élève aux 0,50 du poids de l'alcool Alors le mélange s'échauffe et il passe de l'éther dans le récipient. On verse encore, soir et matin, dans la liqueur de la cornue un peu plus d'acide nitrique. L'éther se forme peu-à-peu à sa surface; on continue d'ajouter ainsi de l'acide jusqu'à ce qu'il descende au fond de la cornue sous la forme de globules verts. C'est une indication que l'acide est complètement saturé de deutoxide d'azote, et une preuve qu'il n'y aura pas plus d'éther produit.

Il a été proposé par des chimistes plusieurs autres méthodes diverses pour la préparation de l'éther nitrique, telles que la distillation d'un mélange d'acide sulfurique, de nitrate de potasse, d'alcool, etc.; mais de tous ces procédés, c'est celui de Chaptal, rectifié par Proust, que les manipulateurs ont adopté de préférence. On prend une grande cornue, à laquelle on lute un ballon de verre muni d'un tube de sureté. Ce premier ballon communique, par le moyen d'un tube, à un second ballon, également garni d'un tube de sûreté, auquel sont adaptés trois flacons disposés à la manière ordinaire, en appareil de Woulf, dont chacun est à moitié plein d'alcool. On verse dans la cornue un mélange de 32 parties d'alcool et de 24 parties d'acide nitrique à 1,3 de pesanteur spécifique. On chauffe ensuite, au moyen d'un réchaud qu'on place sous la cornue, et qu'on retire dès que l'ébullition commence. Le produit éthéré est retenu en plus grande partie par l'alcool dans le premier flacon. On sature cette liqueur avec un alcali, et on en sépare l'éther par la distillation *.

Ces procédés sont tous tellement défectueux, et si compliqués, qu'on n'avait encore acquis que peu de connaissances précises sur l'éther nitrique, lorsque Thénard entreprit, en 1807, des recherches sur ce corps. Après avoir distillé un mélange d'alcool et d'acide nitrique, avoir recueilli et examiné avec soin tous les produits, soit liquides, soit gazeux, il reconnut qu'une partie considérable de l'éther formé, s'était échappée sous forme de gaz; tandis que le liquide dans le récipient, considéré jusqu'alors comme éther nitrique, était un mélange d'alcool, d'eau, d'éther et d'acides nitreux et acétique. Ces résultats le portèrent à adopter, pour se procurer l'éther nitrique pur, la méthode qui suit.

Procédé de Thénard.

Il mit dans une cornue des poids égaux d'alcool et d'a-

* Proust, Ann. de Chim. XLII, 262. Brugnatelli a proposé de mettre 32 grammes de sucre avec 64 grammes d'alcool dans une cornue, à laquelle on lute un large récipient, et d'ajouter ensuite 96 grammes d'acide nitrique. Le sucre est dissous, le mélange bout, et il passe une quantité d'éther pur, égale en poids à l'alcool employé. Mais je trouve que, par ce procédé, la proportion de l'éther obtenu est beaucoup plus petite que celle produite par les autres méthodes, quoique Brugnatelli affirme le contraire. Jour. de Chim. III, 268. Peut-être aussi n'ai-je pas complètement réussi pour m'être servi d'un acide plus fort que celui dont Brugnatelli avait fait usage.

cide nitrique, d'une densité de 1,283. Au col de cette cornue fut adapté et luté un tube de verre qui plongeait au fond d'un flacon long et étroit, rempli à moitié d'une eau saturée d'hydrochlorate de soude. De ce flacon partait un autre tube qui se rendait au fond d'un autre flacon semblable, également rempli à moitié de la même dissolution saline. Cinq flacons pareils furent mis de cette même manière en communication entre eux, avec la même quantité de dissolution saturée d'hydrochlorate de soude dans chacun d'eux. Du dernier de ces flacons partait un tube, qui allait s'engager sous des flacons pleins d'eau, destinés à recevoir les produits gazeux. Chacun des cinq flacons était entouré d'un mélange de neige et de sel marin, pour les maintenir à une température aussi froide que possible. L'appareil étant ainsi disposé, et la cornue étant chauffée doucement, il commença à se produire une vive effervescence, qui rendit bientôt nécessaire de retirer le feu de dessous la cornue, et même de l'arroser d'eau afin d'éviter la rupture des vaisseaux. Dans cette opération, la matière gazeuse dégagée, ayant dû passer à travers les différens flacons contenant la dissolution saline, elle y avait déposé la plus grande partie de son éther, qui surnageait cette dissolution dans chacun d'eux, et pour la plus grande quantité dans le premier. Après avoir séparé l'éther, on le débarrassait des acides nitreux et acétique, qui en altéraient la pureté, en l'agitant dans un flacon bouché avec une quantité suffisante de craie, jusqu'à ce qu'il eût cessé de produire aucun changement sur les couleurs bleues végétales, et alors on le décantait pour le conserver dans des flacons bien bouchés.

Propriétés de l'éther nitrique.

L'éther, ainsi préparé et purifié, était légèrement jaune, ayant une forte odeur éthérée. Sa saveur était piquante, et tout-à-fait particulière. Il était plus lourd que l'alcool, mais beaucoup plus volatil que l'éther sulfurique. Il ne mouillait les corps qu'un seul moment, et il produisait par son évaporation, un degré de froid très-considérable. La chaleur de la main suffisait pour le faire entrer en ébullition.

Cet éther était plus léger que l'eau; il exigeait 48 parties de ce liquide pour s'y dissoudre, et la dissolution acquérait une odeur qui ressemblait à celle de pommes. Il se dissolvait dans l'alcool en toute proportion, et brûlait avec une flamme blanche très-brillante, comme l'éther sulfurique. Lorsque cet éther était gardé pendant quelque temps, il s'y

formait de l'acide nitreux et de l'acide acétique ; mais on en dégageait ces acides en le chauffant ou en l'agitant avec de l'eau. Mis en contact avec un peu de ces acides, il les absorbait à l'instant, et acquérait ainsi la propriété de rougir les couleurs bleues végétales.

Lorsqu'on le mettait en contact avec le deutoxide d'azote ou tout autre gaz, à la température de 21° centigrades, il quintuplait instantanément le volume du gaz, étant converti en vapeur. A cette même température sa vapeur peut faire équilibre à une colonne de mercure de 73 centimètres. A la température de 21° centig., et sous la pression barométrique de 76 centimètres, cet éther est liquide ; mais si on élève la température, ou que la pression soit moindre, il prend aussitôt la forme de gaz. Il est beaucoup plus élastique que l'éther sulfurique, dont la vapeur, à la température de 21° centigrades, ne peut soutenir qu'une colonne de mercure de 46 centimètres.

Telles sont les propriétés de l'éther nitrique reconnues par Thénard [1]. Elles prouvent que cet éther diffère essentiellement de l'éther sulfurique. L'acide nitreux, qui s'en dégage par dégrés, démontre qu'il contient de l'azote comme une de ses parties constituantes. Thénard essaya de déterminer la proportion des élémens de cet éther, et il en fit en conséquence passer à travers un tube de porcelaine rouge de feu, pour examiner ensuite les substances nouvelles produites. Ces substances furent de l'eau, du gaz acide carbonique, du charbon, de l'huile, et une quantité considérable d'un gaz, qu'il trouva consister en azote, deutoxide d'azote, et en hydrogène percarboné, qui détonait avec l'oxigène en donnant de l'acide carbonique et de l'eau. Il parut aussi s'être formé un peu d'ammoniaque. En estimant le poids de chacune de ces substances, et la proportion de leurs élémens, Thénard en tira la conclusion que 100 parties d'éther nitrique étaient composées de

Composition.

| | |
|---|---|
| 48,52 | oxigène. |
| 28,45 | carbone. |
| 14,49 | azote. |
| 8,54 | hydrogène. |
| 100,00 [2] | |

[1] Mém. d'Arcueil. I, 75.
[2] *Ibid.* I, 360.

Mais cette analyse est susceptible de plusieurs observations. Il y eut une perte considérable, et la composition des substances dégagées n'est pas suffisamment déterminée. Un meilleur mode d'analyse eût été de mêler la vapeur de l'éther avec une quantité suffisante d'oxigène, et de la décomposer par l'électricité. Par ce moyen, en connaissant la pesanteur spécifique de la vapeur, et les produits fournis par sa décomposition, il eût été facile d'en déduire ses parties constituantes. Je pense que par analogie, il n'est pas invraisemblable que l'éther nitrique soit en réalité un composé de 4 atômes de gaz hydrogène percarboné, avec 1 atôme d'acide nitrique. Dans cette supposition, il ne différerait de l'éther sulfurique que par la substitution de l'acide nitrique à l'eau. Si telle était en effet la composition de l'éther nitrique, il serait formé de

| | | |
|---|---|---|
| 4 atômes hydrogène..... | = | 0,50 |
| 4 atômes carbone..... | = | 3,00 |
| 1 atôme azote..... | = | 1,75 |
| 5 atômes oxigène..... | = | 5,00 |
| | | 10,25 |

Ainsi son poids serait 10,25, et ce serait un composé de 14 atômes.

Il se produit, pendant la formation de l'éther nitrique, une grande quantité de gaz. Les chimistes hollandais, qui l'examinèrent, le considérèrent comme étant un composé de deutoxide d'azote et d'éther; mais Thénard a fait voir qu'il est d'une nature beaucoup plus compliquée. Il trouva qu'il consistait principalement en gaz protoxide d'azote, mêlé d'un peu de deutoxide d'azote, en azote, acide carbonique, acide acétique, acide nitreux, et dans une proportion considérable de vapeur éthérée; mais la proportion de cette vapeur diminue suivant le degré de froid auquel elle a été soumise. Produits gazeux.

Après que le mélange d'alcool et d'acide nitrique a cessé de donner de l'éther, il reste dans la cornue environ les 0,60 de ce qu'on y a mis de ces deux substances. Thénard examina aussi ce résidu, de couleur jaune, ayant une saveur acide. Il trouva qu'il consistait principalement dans de l'eau, tenant en dissolution de l'acide nitrique, de l'alcool, une très-petite portion d'acide acétique, et dans une matière qu'il ne Et résidu examiné.

put pas séparer, mais qu'il reconnut pour être très-disposée à prendre l'état de charbon.

Il paraît ainsi, que l'alcool et l'acide sont décomposés l'un et l'autre pendant la formation de l'éther nitrique, et que les parties constituantes, de l'un et de l'autre, entrent dans la composition de l'éther produit. Un examen, fait avec soin, des phénomènes qui ont lieu pendant l'action de l'acide nitrique sur l'alcool, peut répandre quelque lumière sur ce sujet.

Action de l'acide nitrique sur l'alcool.

1. Lorsqu'on mêle ensemble parties égales d'alcool et d'acide nitrique, il se produit une très-vive effervescence; elle a lieu spontanément, si l'acide est concentré, et par l'application de la chaleur s'il est étendu. Cette effervescence est due à l'emission d'un gaz qu'on peut recueillir à la manière ordinaire. Les chimistes hollandais, qui les premiers examinèrent ce gaz[1], le considérèrent comme étant un mélange de deutoxide d'azote et d'éther; mais Thénard a fait voir qu'il consiste principalement en oxide nitreux, protoxide d'azote, et en éther. Les chimistes hollandais ont donné à ce gaz le nom de *gaz nitreux éthérifié*.

1. Gaz nitreux éthérifié.

Ce gaz est d'une odeur éthérée désagréable. Il brûle avec une flamme jaune; il est complètement absorbé par l'eau, l'alcool et la dissolution de potasse. L'ammoniaque n'a aucune action sur lui. Lorsqu'on l'allume dans son état de mélange avec l'oxigène, il détone. Les acides sulfurique, sulfureux, nitrique et hydrochlorique le décomposent.

2. Acide oxalique.

2. Lorsqu'on chauffe à une très-douce chaleur un mélange d'une partie d'alcool et de trois parties d'acide nitrique, d'une pesanteur spécifique de 1,261, il se dégage une grande quantité de gaz, qui consiste spécialement en gaz nitreux éthérifié et en gaz nitreux. Si, lorsqu'il ne reste plus que les 0,03 environ du liquide dans la cornue, on le laisse refroidir, il s'y forme une grande quantité de cristaux d'acide oxalique[2], et par ce moyen, on peut obtenir 1,167 parties de cet acide, de 16 parties d'alcool[3].

3. Combustion de l'alcool.

3. Lorsqu'après avoir versé sur une partie d'alcool une quantité égale d'acide nitrique, on ajoute, quelques minutes

---

[1] Journ. de Phys. XLV, 245.
[2] Schéele et Hermbstadt.
[3] Sage, Jour. de Phys. L, 346.

après, autant d'acide sulfurique, le mélange s'enflamme, et brûle avec une grande vivacité. Lorsque cette expérience se fait à vaisseaux fermés, on en obtient de l'éther et de l'huile, indépendamment de ce qui reste dans le vaisseau où la combustion a lieu [1].

4. Lorsqu'on verse sur de l'alcool de l'acide nitrique, en partie saturé de mercure, et qu'on chauffe le mélange, les produits sont encore à-peu-près les mêmes; mais les phénomènes qui se manifestent alors, sont très-différens. Ce fut M. Howard[4] qui les observa et les expliqua le premier; il décrit ainsi la manière dont il opérait. Il faisait dissoudre, à l'aide de la chaleur, 100 parties de mercure dans 720 parties mesurées d'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,3. Il versait cette dissolution sur 960 parties mesurées d'alcool, et il chauffait le mélange au moyen d'un réchaud, qu'il retirait dès que l'effervescence commençait à se manifester. L'action devient violente, et continue ainsi pendant quelque temps. Il s'exhale du vaisseau une fumée blanche épaisse, plus pesante que l'air atmosphérique, et qu'on pouvait introduire dans une cloche, où elle conservait pendant quelque temps l'apparence d'un beau nuage blanc. Il est probable, d'après les expériences de M. Howard, que cette fumée est du gaz nitreux éthérifié, tenant de l'oxide de mercure en dissolution. Pendant qu'elle se forme et se répand ainsi, il se dépose dans le mélange une poudre blanche qu'on en sépare, en le filtrant, lorsque toute effervescence a cessé. On lave cette poudre avec de l'eau pure, et on la fait sécher à une chaleur qui n'excède pas 100° centig. 4 Mercure fulminant de Howard.

M. Howard a examiné les propriétés de cette poudre, qui a l'apparence de petits cristaux, et il lui a donné le nom de *mercure fulminant*.

En chauffant ce composé à la température de 187° cent., il détone avec la plus grande force. On obtient le même effet par le frottement, par la percussion sous le marteau, par le choc du caillou et de l'acier, et par l'électricité. Le mercure fulminant donne, pour résidu de sa combustion, du gaz acide carbonique, du gaz azote, de l'eau et du mercure. Il produit des effets très-violens, mais à une petite distance seulement.

---

[1] Brugnatelli, Ann. de Chim. XXIX, 327.
[4] Nicholson's Journ. IV, 173.

L'acide sulfurique concentré le fait immédiatement détoner; cet acide étendu le décompose aussi, mais sans explosion. Il se développe un gaz, qui est un mélange d'acide carbonique et d'un gaz inflammable particulier brûlant avec une flamme verdâtre, le même que celui dans lequel le gaz nitreux éthérifié est converti par l'action de l'acide sulfurique étendu. Il reste dans l'acide sulfurique une poudre blanche, qui consiste en oxalate de mercure et en quelques globules de ce métal[1].

Composition. Cette poudre, d'après les expériences de M. Howard, est un composé d'oxalate de mercure et de gaz nitreux éthérifié. Mais Fourcroy a fait voir, par l'analyse qu'il en a faite depuis, qu'elle variait dans sa nature selon le mode de sa préparation. Si l'on n'y emploie que peu de chaleur, comme dans le procédé de M. Howard, la poudre est un composé d'acide nitrique, d'oxide de mercure et d'une substance végétale particulière. Si la chaleur est continuée pendant tout le temps que dure l'effervescence, la poudre a une couleur verdâtre. Elle détone alors plus faiblement, et, mise sur des charbons ardens, elle donne une flamme bleue. Dans ce cas, c'est un composé d'ammoniaque, d'oxide de mercure, et d'une plus grande proportion de la matière végétale particulière. Lorsqu'on fait bouillir le mélange pendant une demi-heure, la poudre est un composé d'oxalate de mercure et d'une très-petite quantité de matière végétale. Cette poudre étant chauffée décrépite, mais elle ne détone pas[2]. Ces expériences de Fourcroy suffisent pour concilier l'opposition apparente des résultats de M. Howard et de ceux de Berthollet[3].

---

[1] Howard, Nicholson's Jour. IV, 173. — Brugnatelli a annoncé qu'en versant dans un verre à bière, 480 parties d'alcool et une quantite égale d'acide nitrique, sur 100 parties de nitrate d'argent sec, il se produit un argent fulminant beaucoup plus puissant que le mercure fulminant. Nicholson's Jour. VII, 285.

[2] Jour. of the royal. Instit. 256.

[3] Suivant Berthollet, le mercure fulminant est composé d'ammoniaque, d'oxide de mercure et d'alcool altéré, qui produit de l'acide carbonique, lorsqu'il est décomposé. Phil. Mag. XII, 92.

## SECTION III.

### *De l'Éther chlorique* [1].

Je donne ce nom au composé formé par l'union de volumes égaux de chlore et de gaz hydrogène percarboné. Il a été déjà décrit dans le premier volume de cet ouvrage [2] : il consiste en 2 atômes de gaz hydrogène percarboné et 1 atôme de chlore ; de sorte que sa constitution est de

| | | |
|---|---|---|
| 2 Atômes hydrogène. . . . | = | 0,25 |
| 2 Atômes carbone . . . . . | = | 1,50 |
| 1 Atôme chlore. . . . . | = | 4,50 |
| | | 6,25 |

Je suis disposé à croire que l'éther, produit par la distillation d'un mélange d'alcool et de différens chlorures, tels que le chlorure de peroxide de mercure, les chlorures de fer, d'arsenic, d'antimoine, et spécialement le chlorure de peroxide d'étain, est en réalité l'éther chlorique. C'est avec ce chlorure que Courtanvaux forma, en 1759, de l'éther, en opérant ainsi qu'il suit. Lorsqu'après avoir mêlé ensemble trois parties de chlorure de peroxide d'étain et une partie d'alcool, le dégagement des vapeurs et la chaleur produite eurent diminué il mit le mélange dans une cornue, à laquelle il adapta deux grands récipients, et il distilla. Il passa d'abord un peu d'alcool, et ensuite l'éther [3]. Klaproth a recommandé ce chlorure comme étant très-convenable pour la préparation de l'éther [4].

[1] Je soupçonne que ce composé pourrait plutôt être considéré comme une espèce d'alcool, que comme une espèce d'éther. Mais dans l'état actuel de la science, je ne me hasarderai pas à adopter ce classement ; je ne doute pas cependant que dans la suite on ne reconnaisse différentes espèces d'alcool, aussi bien que d'ether.

[2] Vol. I, p. 277.

[3] Journ. des Sav. 1759, p. 549. Ce procédé fut découvert par Rouelle. Journ. de Phys. LVI, 219.

[4] Crell's Annals. 1796, II, 99.

## SECTION IV.

### *De l'Ether hydrochlorique.*

Après la découverte des éthers sulfurique et nitrique, on essaya d'obtenir aussi de l'éther par l'action de l'acide hydrochlorique sur l'alcool; mais cet acide, dans son état ordinaire, est beaucoup trop étendu d'eau pour agir avec une grande énergie sur l'alcool. Il devenait donc nécessaire de l'employer dans un état différent, qui le rendît propre à former l'éther hydrochlorique. On obtient cet éther en opérant ainsi qu'il suit.

Préparation. On sature de l'alcool pur de gaz acide hydrochlorique dépouillé d'eau autant que possible. M. Basse indiqua la formule suivante : après avoir tenu, pendant une heure, du sel marin à l'état de fusion, pour lui enlever son eau de cristallisation, on en met 20 parties dans une cornue tubulée, à laquelle est adapté un tube recourbé qui plonge dans un flacon de Woulf, contenant 10 parties d'un alcool aussi fort qu'il est possible de se le procurer.

On introduit dans la cornue, par petites quantités à la fois, et en donnant le temps à l'air atmosphérique du flacon qui contient l'alcool, de s'échapper, 10 parties de l'acide sulfurique le plus concentré ; on distille alors au bain de sable, jusqu'à ce que l'acide hydrochlorique passe, en ayant soin que le flacon où est l'alcool, soit constamment tenu aussi froid qu'il est possible. On met dans une cornue l'alcool ainsi saturé de l'acide, et on le distille à moitié. On agite cette portion avec une solution alcaline, et ensuite on décante l'éther qui surnage, et dont la quantité s'élève ordinairement à 2,5 parties [1].

On ne connaissait encore que très-peu de chose sur les propriétés de l'éther hydrochlorique, lorsque Gehlen publia en 1804 [2] une dissertation sur ce sujet. Il employa, pour se procurer cet éther, deux procédés, savoir : 1.° l'action du chlorure de peroxide d'étain sur l'alcool ; 2.° le procédé de Basse, précédemment détaillé. Il obtint, par l'un et l'autre

[1] Journ. de Chim. IV, 86.
[2] Gehlen's Jour. II, 206.

de ces moyens, un éther, dont il décrivit avec soin les propriétés particulières. Thénard publia, en 1807*, trois Mémoires sur l'éther hydrochlorique : il indiqua la méthode la plus simple pour l'obtenir, examina l'effet des chlorures sur l'alcool, décrivit en détail les propriétés de cet éther, et s'occupa d'une suite d'expériences pour en rechercher la composition. C'est aux dissertations de ces deux chimistes que nous sommes redevables de tout ce qui nous est connu sur cette substance très-remarquable.

Procédé de Thénard.

Le procédé que Thénard recommande pour se procurer l'éther hydrochlorique, est le suivant : on met des volumes égaux d'acide hydrochlorique et d'alcool, les plus concentrés possible, dans une cornue de grandeur telle qu'elle ne puisse contenir que le mélange. On y jette ensuite quelques grains de sable, pour éviter l'ébullition trop violente qui, sans cette précaution, pourrait avoir lieu. On adapte au bec de la cornue un tube qui va se rendre dans un flacon à trois tubulures, d'une capacité double de celle de la cornue, et à moitié rempli d'eau à la température d'environ 21° centigrades. On introduit dans la seconde tubulure un tube droit de sûreté, et dans la troisième, un tube recourbé qui va s'engager sous des flacons pleins d'eau pour recevoir les gaz. Dès que la chaleur est appliquée à la cornue, il s'élève des bulles du mélange. Il passe dans le récipient de l'alcool avec de l'acide et de l'eau; mais tout l'éther s'échappe à l'état de gaz, et il va se rendre dans les flacons pleins d'eau destinés à le recueillir. De 500 grammes d'acide et d'un volume d'alcool égal à celui de ces 500 grammes, on obtient de 20 à 30 litres de gaz éthéré.

Ce gaz est incolore, son odeur est fortement éthérée, et il a une saveur sucrée. Il ne produit aucune espèce de changement sur la teinture de tournesol, le sirop de violette, ni sur l'eau de chaux. Sa pesanteur spécifique est de 2,219, celle de l'air étant 1, à la température de 18° centigrades. A cette même température, l'eau dissout son volume de ce gaz.

Propriétés de l'éther.

Le gaz éthéré devient liquide, suivant Thénard, à la température de + 11° centigrades, et sous la pression de 75 centimètres de mercure. On peut se le procurer en grande quantité dans cet état de liquidité, en le faisant passer dans un flacon de verre bien sec entouré de glace. Cet éther hydro-

* Mém. d'Arcueil. I, 115, 140, 337.

chlorique liquide, est incolore comme l'eau, et très-limpide. Il n'a aucune action sur les couleurs bleues végétales. Son odeur et sa saveur sont les mêmes que dans son état de gaz. Thénard trouva qu'à la température de + 5° centig., sa pesanteur spécifique est de 0,874 *. Cet éther est beaucoup plus volatil que l'alcool, et même que l'éther sulfurique; puisque, suivant Thénard, il prend l'état gazeux dès que la température excède celle de + 11° du thermomètre centigrade. Aucun des réactifs ordinaires ne peut y démontrer la présence de l'acide hydrochlorique. Il n'affecte point la couleur bleue des végétaux. Il ne donne aucun indice d'acide, lorsqu'on l'agite avec une dissolution alcaline, et la dissolution d'argent ne le trouble point immédiatement. Mais lorsqu'on l'enflamme, il brûle très-promptement avec une flamme verte, et il se développe aussitôt une quantité très-considérable d'acide hydrochlorique à l'état de vapeur. Ce fait très-extraordinaire, observé pour la première fois par Gehlen, a été examiné dans le plus grand detail par Thénard. Lorsqu'on laisse pendant long-temps cet éther en contact avec un alcali, il donne une portion d'acide hydrochlorique; avec le nitrate d'argent, il se produit lentement au bout de plusieurs jours, un précipité, qui augmente avec le temps. Mais ni dans l'un ni dans l'autre cas, l'éther n'est décomposé, ou privé de sa propriété de donner, en brûlant, de l'acide hydrochlorique.

Composition. Dans le cours de ses recherches sur la nature et la composition de l'éther hydrochlorique, Thénard a calculé, d'après la quantité d'acide hydrochlorique qui disparaît pendant la formation de cet éther, qu'il contient sur 100 parties, 29,44 parties d'acide hydrochlorique, quantité énorme, puisqu'elle excède la proportion d'acide réel dans l'acide hydrochlorique du commerce, le plus fort. En mêlant ensemble des quantités déterminées d'éther hydrochlorique à l'état de gaz, et de gaz oxigène; en allumant ce mélange, et en examinant les produits qui ne consistent que dans de l'acide carbonique et de l'eau, Thénard parvint à reconnaître

* Basse l'obtint d'une densité de 0,820, et Gehlen de 0,845. Nous devons considérer ici le poids comme un indice de la pureté; d'où il suit que l'éther hydrochlorique des chimistes allemands était moins pur que celui de Thénard.

la proportion des autres parties constituantes de l'éther hydrochlorique, et le résultat de ses recherches lui donna, pour la composition de cet éther,

| | |
|---|---|
| 29,44 | acide hydrochlorique. |
| 36,61 | carbone. |
| 23,31 | oxigène. |
| 10,64 | hydrogène. |
| 100,00 | *. |

Il est très-peu douteux, selon moi, que cet éther ne soit un composé de 1 volume de gaz hydrogène percarboné, + 1 volume de gaz acide hydrochlorique, condensés dans 1 volume. Alors sa pesanteur spécifique sera la somme de celles du gaz hydrogène percarboné et de l'acide hydrochlorique ajoutées ensemble; or, la pesanteur spécifique de ces deux corps est, savoir :

| | |
|---|---|
| Gaz hydrogène percarboné.... | 0,974 |
| Gaz acide hydrochlorique..... | 1,284 |
| | 2,258 |

Mais ce nombre 2,258, se rapproche de très-près de celui 2,219, pesanteur spécifique du gaz éthéré hydrochlorique, telle que Thénard l'obtint par expérience. Si donc la supposition est bien fondée, l'éther hydrochlorique doit être formé de 4 atômes de gaz hydrogène percarboné, et de 1 atôme d'acide hydrochlorique; de sorte que sa constitution sera, savoir :

| | | |
|---|---|---|
| 5 atômes hydrogène | = | 0,625 |
| 4 atômes carbone | = | 3,000 |
| 1 atôme chlore | = | 4,5 |
| | | 8,125 |

C'est-à-dire que l'éther hydrochlorique est composé de 10 atômes, et que son poids est de 8,125.

* Mém. d'Arcueil. I, 341.

## SECTION V.

### *De l'Ether hydriodique.*

Gay-Lussac, à qui nous devons la découverte de cet éther, parvint à le former en distillant, au bain marie, un mélange de deux parties, en volume, d'alcool absolu et d'une partie, en volume, d'acide hydriodique, d'une densité de 1,7. Il obtint ainsi un liquide alcoolique parfaitement neutre, incolore et limpide. Ce liquide, mêlé avec de l'eau, a laissé précipiter, sous la forme de petits globules, un liquide d'abord laiteux, mais qui, peu-à-peu, est devenu transparent. Ce liquide était l'éther hydriodique. Ce qui restait dans la cornue était un acide hydriodique très-coloré par un excès d'iode.

Propriétés. L'éther hydriodique, après avoir été bien lavé avec de l'eau, est parfaitement neutre. Son odeur est forte, et quoique particulière, elle est analogue à celle des autres éthers. Il prend, au bout de quelques jours, une couleur rosée, qui n'augmente pas d'intensité. Le mercure et la potasse détruisent instantanément cette couleur en s'emparant de l'iode auquel elle est due. Sa pesanteur spécifique, à la température de 22°,3 centigrades, est de 1,9206; il bout à environ 65° centigrades. Cet éther n'est point inflammable, mais il exhale des vapeurs pourpres, lorsqu'on le met sur des charbons ardens. On peut y conserver le potassium sans altération. La potasse ne l'altère pas immédiatement; il en est de même des acides nitrique, sulfureux, et du chlore. L'acide sulfurique le brunit instantanément. En le faisant passer dans un tube rouge, il est décomposé. Il se produit un gaz inflammable carboné, de l'acide hydriodique, et il se dépose un peu de charbon *.

Cet éther n'a pas été analysé; mais nous pouvons le considérer, par analogie, comme étant un composé de 4 atômes de gaz hydrogène percarboné et de 1 atôme d'acide hydrio-

* Ann. de Chim. XCI, 89.

dique. Dans cette supposition, il consisterait dans

| | | |
|---|---|---|
| 5 Atômes hydrogène... | = | 0,625 |
| 4 Atômes carbone..... | = | 3,000 |
| 1 Atôme iode..... | = | 15,625 |
| | | 19,250 |

C'est-à-dire que l'éther hydriodique serait un composé de 10 atômes, et son poids serait 19,25.

---

## SECTION VI.

### *De l'Éther acétique.*

Le comte de Lauraguais reconnut, en 1759[1], qu'on pouvait aussi obtenir un éther par l'action de l'acide acétique sur l'alcool. Il se le procura en distillant un mélange d'acide acétique et d'alcool, avec les mêmes précautions que pour former l'éther sulfurique.

Le procédé de cette préparation, rectifié par Pelletier, consiste à distiller un mélange, à parties égales, d'acide acétique, provenant de l'acétate de cuivre, et d'alcool; à remettre deux fois successivement dans la cornue l'alcool passé, pour distiller chaque fois de nouveau, de manière qu'il soit soumis à trois distillations répétées. Le produit de la troisième distillation est un mélange d'acide acétique et d'éther; après avoir saturé l'acide par la potasse, on distille à une douce chaleur. Ce qui passe alors est l'éther acétique pur[2]. Bucholz a proposé, comme méthode beaucoup plus économique, de mettre dans une cornue 16 parties d'acétate de plomb, 6 parties d'acide sulfurique concentré et 9 parties d'alcool; de distiller ensuite ce mélange, de manière à en obtenir 10 parties. On agite alors ce liquide avec les 0,33 de son volume d'eau de chaux, et il ne reste plus qu'à décanter l'éther qui surnage; la quantité s'en élève ordinairement à environ 6 parties[3]. Préparation.

Schéele ne put réussir à former l'éther acétique par le Procédé de Schéele.

---

[1] Journ. des Sav. 1759, p. 324.
[2] Journ. de Phys. XXVIII, 141.
[3] Journ. de Chim. III, 222.

procédé de Lauraguais ; et très-vraisemblablement, parce qu'il négligea de remettre un nombre suffisant de fois, l'alcool dans la cornue, pour le distiller de nouveau ; mais il parvint à l'obtenir facilement au moyen d'une simple addition d'acide sulfurique au mélange. On peut le préparer encore, en faisant dissoudre une partie d'acétate de potasse dans 3 parties d'alcool, en ajoutant ensuite au mélange une quantité d'acide sulfurique plus que suffisante pour saturer la potasse, et en distillant [1].

Schultze, apothicaire à Kiel, répéta les expériences de Schéele, et les trouva exactes. Il en fut de même de Gehlen et de Lichtemberg, qui obtinrent aussi, des expériences de Schéele, les résultats qu'il avait annoncés. Ils assuraient tous comme lui, qu'on ne pouvait pas faire directement un éther avec l'acide acétique pur et l'alcool, mais que par la présence de la plus petite quantité de tout autre acide quelconque, l'éther acétique se formait [2]. Le sujet ayant été examiné depuis par Henry [3] et par Thénard [4], ils ont fait voir, l'un et l'autre, de la manière la plus satisfaisante, que par les procédés de Lauraguais et de Pelletier, l'acide acétique et l'alcool produisent un éther.

Thénard employa, à poids à-peu-près égaux, un acide acétique très-concentré et de l'alcool d'une pesanteur spécifique de 0,8056 à 7° centigrades, et il soumit ce mélange à douze distillations successivement répétées. Il ne se dégagea aucun gaz pendant tout le temps de l'opération. Il mêla, lorsqu'elle fut achevée, la liqueur du récipient avec celle de la cornue, et il essaya de neutraliser ce mélange par la potasse ; mais il n'y réussit qu'imparfaitement : il s'y précipita des cristaux d'acétate de potasse en grande quantité. En distillant alors avec ménagement la liqueur dans cet état, il passa d'abord de l'acide acétique, et ensuite une portion d'alcool, tenant un peu d'éther et de l'acide acétique en dissolution. En distillant de nouveau ces produits, préalablement saturés d'acétate de potasse, il obtint l'éther acétique parfaitement pur. Pendant que cet éther s'était formé, il avait

---

[1] Schéele II, 117.
[2] Ann. de Chim. LVII, 94.
[3] *Ibid.* LVIII, 199.
[4] Mém. d'Arcueil. I, 153.

disparu une certaine quantité de l'acide acétique, aussi bien que de l'alcool, qui constituaient le mélange sur lequel on avait opéré; d'où il suit qu'ils entrent l'un et l'autre, ou au-moins leurs principes, dans la composition de l'éther acétique.

L'éther acétique est incolore et limpide; il a une odeur agréable d'éther et d'acide acétique. Il ne rougit point les couleurs bleues végétales. Il a une saveur particulière, différente de celle de toute autre substance, et qui n'a aucune ressemblance avec la saveur de l'alcool. Sa pesanteur spécifique, à la température de + 7° centigrades, est de 0,866. Il entre en ébullition à 71° centigrades. Il brûle avec une flamme d'un blanc jaunâtre; et pendant sa combustion, il se développe de l'acide acétique. Il peut être conservé sans éprouver aucun changement; à la température de 17° centigrades, il exige au-delà de sept fois son poids d'eau pour se dissoudre. Propriétés.

Lorsque l'éther acétique est laissé en contact avec l'eau, ou qu'il est dissous dans ce liquide, il n'éprouve aucun changement; mais si, dans cet état, on le met en contact avec la potasse caustique, il se produit par degrés de l'acide acétique, qui sature l'alcali. Si alors on distille, il passe dans le récipient de l'alcool très-étendu d'eau. Il ne se dégage aucun gaz. D'où il suit que cet éther ne paraît être autre chose qu'un composé d'acide acétique et d'alcool. L'acide est neutralisé dans l'éther, car il ne manifeste plus aucune de ses propriétés ordinaires.

Je suis porté à considérer l'éther acétique, comme étant un composé de 4 atômes de gaz hydrogène percarboné et de 1 atôme d'acide acétique. D'après cette supposition, il consistera dans

| | | |
|---|---|---|
| 7 Atômes hydrogène... | = | 0,875 |
| 8 Atômes carbone..... | = | 6,000 |
| 3 Atômes oxigène..... | = | 3,000 |
| | | 9,875 |

C'est-à-dire qu'il n'est pas formé de moins de 18 atômes, et que son poids est de 9,875.

## SECTION VII.

### *De l'Éther formique.*

Cet éther fut obtenu pour la première fois par Gehlen. On peut le préparer de la même manière que l'éther acétique, en substituant seulement l'acide formique à l'acide acétique.

Propriétés. L'éther formique, lorsqu'il est pur, a une odeur agréable, qui ressemble beaucoup à celle des noyaux de pêche; sa saveur, qui a la même ressemblance, laisse un goût de fourmis. Sa pesanteur spécifique, à la température de 17° centigrades, est de 0,9157. Il brûle avec un flamme bleue bordée de jaune; et, à la même température de 17° centig., il lui faut 9 fois son poids d'eau pour se dissoudre*. Cet éther n'a point été analysé ; mais si nous le considérons, par analogie, comme étant un composé de 4 atômes de gaz hydrogène percarboné et de 1 atôme d'acide formique, sa constitution sera :

| | | |
|---|---|---|
| 5 Atômes hydrogène..... | = | 0,625 |
| 6 Atômes carbone..... | = | 4,500 |
| 3 Atômes oxigène ..... | = | 3,000 |
| | | 8,125 |

De sorte que son poids est de 8,125, et qu'il contient 14 atômes de corps simples.

Schéele essaya, sans succès, de former de l'éther, en employant les acides suivans :

| | |
|---|---|
| 1. Hydrochlorique. | 5. Tartarique. |
| 2. Fluorique. | 6. Citrique. |
| 3. Borique. | 7. Succinique. |
| 4. Benzoïque. | 8. Arsenique. |

Mais nous avons vu qu'il peut être formé un éther avec le premier et le dernier de ces acides. Il semblerait que pour qu'un acide fût propre à former un éther, il devrait être volatil, et avoir une grande affinité pour l'eau.

* Schweigger's Journal. IV, 1.

# CHAPITRE III.

## *Des Huiles volatiles.*

I. On donne le nom d'*huile* à tout liquide onctueux qui, lorsqu'on en laisse tomber une goutte sur le papier, le pénètre, lui donne une apparence demi-transparente, ou y produit ce qu'on appelle une tache *graisseuse*. Ces corps sont en très-grand nombre, et d'un usage habituel, de temps immémorial. Les chimistes en ont formé deux classes distinctes, en les divisant en huiles *volatiles*, dont ils forment la première de ces classes, et en huiles *fixes*, dont ils composent la seconde. On pourrait, à ces deux classes, en ajouter une troisième, qui comprendrait les huiles ayant des propriétés intermédiaires entre les huiles fixes et *les huiles volatiles*.

Les huiles volatiles, qu'on appelle aussi, *huiles essentielles*, se distinguent par les propriétés suivantes. Caractères.

1. Elles sont liquides, souvent presque autant que l'eau; et quelquefois visqueuses.

2. Elles sont très-combustibles.

3. Leur saveur est âcre, et leur odeur fortement aromatique.

4. Elles se volatilisent à une température qui n'excède pas 100° centig.

5. Elles sont solubles dans l'alcool, et imparfaitement dans l'eau.

6. Évaporées sur du papier, elles n'y laissent aucune trace.

Cette dernière propriété fournit un moyen facile de reconnaître si une huile volatile a été falsifiée par quelque mélange des huiles fixes. Il suffit, pour cela, de verser sur une feuille de papier à écrire, une goutte de l'huile volatile qu'on veut essayer, et de l'exposer alors à une chaleur modérée. Si l'huile s'évapore sans laisser aucune trace, elle est pure; mais si le papier reste taché, on peut la considérer comme étant altérée par de l'huile fixe, ou par quelque autre substance.

Préparation. Les huiles volatiles s'obstiennent presque toutes des végétaux. Chaque partie des plantes, la racine, la tige, l'écorce, les feuilles, la fleur, et même le fruit, sont susceptibles d'en contenir; mais elles ne se rencontrent jamais dans la substance des cotylédons; tandis, qu'au contraire ce n'est presque toujours que dans ce seul organe de la plante, que résident les huiles fixes *.

Il suffit quelquefois de la simple expression, pour séparer les huiles volatiles des plantes qui en contiennent en grande abondance; c'est ainsi qu'on peut retirer celles des oranges, des citrons, de la bergamote, etc.; mais ce n'est en général que par la distillation qu'on peut les obtenir. On met avec de l'eau, dans un alambic, la partie de la plante qui contient l'huile; et on distille à un feu ménagé; l'huile passe avec l'eau, et nage à sa surface dans le récipient. C'est de cette manière qu'on se procure la plupart des huiles essentielles qui sont préparées et employées par les parfumeurs : telles que l'huile de menthe poivrée, de thym, de lavande, et un grand nombre d'autres. On en obtient d'autres par la distillation de corps résineux; c'est ainsi, par exemple, qu'on extrait l'huile de térébenthine de l'espèce de suc résineux qui porte ce nom, qu'exsudent diverses espèces de pin.

Propriétés. Il y a un très-grand nombre d'huiles volatiles, connues depuis long-temps, et qui diffèrent considérablement entre elles par leurs propriétés; mais comme leur usage en chimie est très-borné, on s'est peu occupé d'en faire l'examen.

Liquidité. 1. La plupart des huiles volatiles sont *liquides*; beaucoup d'entre elles sont limpides comme l'eau, et n'ont rien de cette apparence qu'on considère ordinairement comme *huileuse*. Telles sont les huiles de térébenthine, d'oranges, de citrons, de bergamotte, de roses, etc.; d'autres, comme les huiles de macis, de cardamome, de sassafras, de girofle, de cannelle, sont d'une viscosité huileuse qui varie en elles dans tous les degrés. Il en est qui ont la propriété de prendre une consistance solide; ce sont les huiles de persil, de fenouil, d'anis, de baume; d'autres, telles que les huiles de thym, de menthe poivrée, de marjolaine, sont susceptibles de cristalliser par une évaporation lente. L'huile de noix muscade a pour

---

* Fourcroy. VII, 305.

l'ordinaire la consistance du beurre [1], il en est de même de celles de poivre et de houblon.

2. Les huiles volatiles ne varient pas moins entre elles dans leur couleur que par leurs autres propriétés. Il en est un grand nombre qui sont limpides et incolores, telles que celles de térébenthine, de lavande, de romarin, de sabine, d'anis; quelques-unes, comme les huiles d'aspic (*lavandula spica*) et de bergamotte, sont jaunes: la couleur de celles de thym, de sariette, d'absynthe, est brune. Les huiles de camomille et de matricaire sont bleues; celles de mille feuilles, de poivre, de houblon, de persil, de genièvre, de sauge, de valériane, sont vertes; d'autres, comme celles de girofle, de cannelle, de sassafras, incolores d'abord, deviennent par le laps de temps, jaunes ou brunes [2]. Couleur.

3. L'odeur est, dans les huiles volatiles, d'une si grande variété, qu'on essaierait en vain de rendre compte des différences infinies de nuances qu'elles offrent dans ce caractère; qu'il suffise d'observer que tout ce que les substances végétales ont d'odoriférant, réside dans les huiles volatiles. Leur saveur est toujours âcre, chaude et extrêmement désagréable. Odeur.

4. La pesanteur spécifique des huiles volatiles varie très-considérablement; non-seulement dans les espèces diverses, mais encore à l'égard de la même huile dans des circonstances différentes. Le docteur Lewis a formé la table suivante des pesanteurs spécifiques de plusieurs des huiles volatiles, telles qu'il les a constatées [3]. Pesanteur spécifique.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Huile de sassafras. . . | 1,094 | Huile de tanaisie. . . . | 0,946 |
| de cannelle. . . | 1,035 | de graines de carvi. . . . . | 0,940 |
| de clous de girofle. . . . | 1,034 | d'origan. . . . . | 0,940 |
| de fenouil . . . | 0,997 | d'aspic. . . . . | 0,936 |
| d'anet. . . . . | 0,994 | de romarin . . . | 0,934 |
| de pouliot . . . | 0,978 | de baies de genièvre . . . | 0,611 |
| de cumin. . . . | 0,975 | d'oranges . . . | 0,888 |
| de menthe . . . | 0,975 | de térébenthine. | 0,792 |
| de noix muscade. . . | 0,948 | | |

[1] Fourcroy. VII, 305.
[2] Neuman's Chem. p. 272.
[3] *Ibid.*

Volatilité. Les huiles volatiles chauffées à l'air, s'évaporent promptement sans altération, en exhalant tout-à-l'entour leurs odeurs particulières; mais, à cet égard, il existe entre elles de très grandes différences. Lorsqu'on les distille à vaisseaux fermés, elles ne passent pas aussi promptement à l'état de vapeur; elles perdent leur odeur, elles deviennent plus foncées en couleur, et elles sont en partie décomposées. Il paraît que la présence de quelqu'autre substance, comme l'eau par exemple, rend les huiles beaucoup plus susceptibles de prendre la forme gazeuse.

Les huiles volatiles se congèlent par le froid comme les huiles fixes; mais la température nécessaire pour produire cet effet varie selon l'espèce d'huile; quelques-unes, telles que les huiles de fenouil et d'anis, prennent une consistance solide à la température de + 10° centigr.; les huiles congelées de bergamotte et de cannelle, se liquéfient à — 5° centigr.; celle de térébenthine à — 10° centig.[1]. Margueron exposa plusieurs huiles volatiles à un froid de — 27° centigrades; elles se congelèrent, ou plutôt cristallisèrent en partie, avec émission en même temps, d'un fluide élastique; ces cristaux se composaient en partie des huiles elles-mêmes, et en partie, d'autres substances. On reconnaissait dans quelques-uns de ces cristaux les propriétés de l'acide benzoïque[2].

Changées par la lumière. 5. Les huiles volatiles exposées à l'action de la lumière dans des vaisseaux fermés où l'air n'ait pas d'accès, y éprouvent des changemens très-singuliers. Leur couleur devient plus foncée; elles acquièrent un grand degré de consistance, et leur pesanteur spécifique augmente considérablement. La cause de ces changemens n'est qu'imparfaitement connue. On avait supposé autrefois qu'ils étaient dûs à l'oxigène dont on s'était assuré que l'absorption avait lieu lorsqu'il était présent; mais Tingry, à qui nous sommes redevables de ces recherches très-intéressantes, a prouvé que les mêmes changemens se produisent sans la présence de l'oxigène, et il les attribue à la fixation de la lumière, qu'il reconnut en être l'agent nécessaire. Si c'est bien en effet la véritable cause de ces changemens, la quantité de lumière fixée doit être énorme,

---

[1] Margueron, Journ. de Phys. XLV, 136.
[2] *Ibid.*

car la pesanteur spécifique des huiles devenant ainsi beaucoup plus considérable, tandis que le volume reste le même, il est évident que le poids absolu doit être proportionnellement augmenté. Une circonstance, cependant, qui rend cette conclusion en quelque sorte hasardéee, au-moins dans toute son extension, c'est que l'effet du changement est toujours proportionnel à la quantité d'huile et à celle de l'air contenus dans les vaisseaux [1].

II. Il est probable que les huiles volatiles se combinent, en les absorbant, avec les différens soutiens de la combustion, quoiqu'il n'ait point encore été fait d'expériences exactes sur ce sujet.

1. Exposées à l'air, les huiles volatiles y deviennent de plus en plus visqueuses et foncées en couleur, en même temps que leur odeur diminue. Le docteur Priestley s'assura le premier qu'elles s'imbibent promptement d'oxigène, et que c'est à cette propriété d'absorption que sont dûs les effets de l'air sur ces huiles. Il ne fit ses essais que sur de l'huile de térébenthine; mais il reconnut que dans des fioles qui n'étaient qu'à moitié remplies d'huiles de menthe et de cannelle, l'air était dépouillé de son oxigène [2]. Il s'assura également qu'indépendamment de cette disposition à absorber l'oxigène, l'huile de térébenthine a la propriété de s'imprégner d'une quantité considérable d'air, qu'on peut ensuite lui enlever sous la machine pneumatique [3]. Suivant Fourcroy, cette absorption de l'oxigène est accompagnée de formation d'eau; ce que prouvent évidemment, dit-il, les gouttes d'eau qu'on aperçoit souvent à la *surface* de ces huiles, lorsqu'elles sont gardées dans des vaisseaux mal fermés [4]. Par une longue exposition à l'air, les huiles volatiles sont susceptibles de passer à l'état de résines. Absorbent l'oxigène.

Lorsqu'on les chauffe suffisamment à l'air, les huiles volatiles s'allument et brûlent avec une flamme claire, brillante, en répandant une fumée abondante. Les produits de leur combustion sont, outre la suie, de l'eau et de l'acide carbonique.

---

[1] Tingry, Journ. de Phys. XLVI, 161 et 249.
[2] Priestley, on Air. II, 232.
[3] *Ibid.*
[4] Fourcroy. VII, 501. Engl. Trans.

2. Il est au-moins reconnu que l'huile de térébenthine absorbe le chlore, s'y combine, et que les propriétés du nouveau composé sont très-différentes de celles de l'huile de térébenthine. M. Porett fit passer un mélange de vapeur d'huile de térébenthine et de chlore à travers un tube de verre dans un récipient; il se forma une huile blanche, pesante, très-épaisse, qui coula immédiatement au fond de l'eau. L'odeur et la saveur de cette huile avaient beaucoup de rapport à l'odeur et à la saveur de la noix muscade, mais laissant sur la langue une impression plus caustique [1]. John Davy paraît avoir obtenu un composé semblable avec un mélange d'huile de térébenthine et de chlorure de peroxide d'étain [2].

3. L'action de l'iode sur les huiles volatilles n'a pas été essayée.

Action des combustibles simples.

III. Les corps combustibles simples n'exercent pas d'action remarquable sur les huiles volatiles. Il n'a point été jusqu'à présent reconnu qu'elles fussent susceptibles d'absorber l'hydrogène, ni d'être altérées par le charbon. Lorsqu'on les met en digestion sur du soufre, à la température à laquelle cette substance se fond, elles le dissolvent en partie, deviennent d'une couleur brune et acquièrent une odeur et une saveur désagréables. On a donné le nom de *baumes* de soufre à ces dissolutions dans lesquelles une portion du soufre cristallise par refroidissement [3]. Lorsqu'on expose ces baumes à une forte chaleur, il se produit, en grande abondance, un gaz (probablement gaz hydro-sulfurique) qui s'en dégage avec une rapidité capable de donner lieu à des explosions très-violentes, si l'on n'a pas pris les précautions convenables [4].

Les huiles volatiles dissolvent également une portion de phosphore lorsqu'on les met en digestion à chaud avec cette substance; mais cette portion se dépose en entier dans la plupart de ces dissolutions à mesure qu'elles refroidissent. Pour les rendre permanentes, Hoffman proposa de triturer le phosphore avec du camphre, dans la proportion de dix parties de camphre sur une partie de phosphore. Ce mélange se dissout facilement dans le plus grand nombre des huiles volatiles, telles que l'huile de girofle et tous les corps qu'on

---

[1] Nicholson's Journ. XXIII, 195
[2] *Ibid.* p. 17.
[3] Elém. de Chim de l'Acad. de Dijon. III, 357.
[4] Hoffman, Observat. phys. chem. p. 308.

frotte avec la dissolution, deviennent lumineux sans éprouver de combustion [1]. Il paraît que c'est d'une dissolution de cette nature que Boyle fit un si frequent usage sous le nom de *phosphore liquide*.

IV. Les alcalis et les terres n'ont qu'une faible action sur les huiles volatiles. Les chimistes français ont proposé de désigner les combinaisons de ces corps avec les huiles volatiles par le nom de *savonules*, que le docteur Pearson a traduit par celui de *saponules*; mais ces dénominations n'ont point été adoptées par les chimistes [2]. Action des alcalis et des terres.

En considérant avec quelle facilité la potasse dissout la térébenthine commune, lorsque son union avec cette même substance, à l'état d'huile, dans la préparation médicinale connue sous le nom de *savon de Starkey*, exige une longue et pénible trituration; on est porté à croire que dans ce cas la combinaison n'a lieu qu'autant que l'huile est convertie en résine; et qu'alors ce n'est pas l'huile qui a la propriété de s'unir avec la potasse, mais bien la résine dans laquelle l'huile se change, en absorbant l'oxigène de l'atmosphère. Il paraîtrait en effet probable que les huiles volatiles absorbent et abandonnent l'oxigène avec une bien plus grande facilité qu'on ne l'avait supposé jusqu'à présent, et que ces changemens ont lieu dans beaucoup de leurs dissolutions. Les huiles volatiles semblent n'être susceptibles de combinaison avec les alcalis et les terres, que lorsque par leur union avec l'oxigène, elles ont été mises à l'état de résines; tandis que d'un autre côté il semblerait que les résines ne doivent la propriété qu'elles ont d'être solubles dans l'alcool, qu'a leur conversion en huiles volatiles, par l'abandon de leur oxigène. D'après quelques expériences récentes de Hatchett, cette dernière supposition, au-moins, ne serait pas invraisemblable. J'en citerai une. Après avoir fait dissoudre, dans moins d'un litre d'alcool, environ 250 gram. de résine jaune commune du commerce, il décanta la dissolution clarifiée dans une grande capsule de verre contenant à peu-près deux litres d'eau distillée. Il plaça cette capsule sur un bain de sable entretenu pendant environ quatre heures à une chaleur modérée; la principale

[1] Hoffman, Observ. chem. p. 307.

[2] Le terme *saponule* convient peu à l'idiôme anglais. Celui de *sous-savon*, ou tout autre analogue, eût été préférable.

partie de la résine se précipita pendant cette digestion. Le jour suivant la liqueur laiteuse, dont on avait séparé le précipité, fut évaporée à siccité à vaisseau ouvert. Pendant l'évaporation il se forma successivement, à la surface de la liqueur, des pellicules minces et fragiles de résine parfaite, et le résidu de l'évaporation, après avoir été séché, était de même nature. Mais la portion qui s'était précipitée dans la capsule pendant la digestion de la liqueur, et qui constituait la partie principale de la résine employée, n'était pas à l'état de résine, mais à celui de térébenthine ordinaire. Ces phénomènes indiquent d'une manière non équivoque, que la résine avait absorbé de l'oxigène pendant sa dissolution dans l'alcool. D'où il suit que la portion immédiatement précipitée lorsque la dissolution fut mise dans l'eau, n'étant point en contact avec l'air, s'en était séparée à l'état de térébenthine, tandis que la portion obtenue par l'évaporation prolongée à l'air était passée à celui de résine parfaite.

Oleo-saccharum.

V. La plupart des huiles volatiles, lorsqu'on les agite avec de l'eau, rendent ce liquide de couleur laiteuse, et lui communiquent leur odeur particulière. En versant de plusieurs de ces huiles sur du sucre, qu'on fait ensuite dissoudre dans l'eau, elles forment ainsi, avec ce liquide, une dissolution permanente à laquelle on a donné le nom d'*oleo-saccharum*. Margueron a fait voir que cette propriété n'appartient qu'à la portion la plus pure et la plus limpide des huiles.

Action de l'alcool, de l'éther, des huiles fixes.

Les huiles volatiles sont toutes solubles dans l'alcool, l'éther et les huiles fixes, quoiqu'elles varient considérablement dans leur facilité d'union avec l'alcool. On sait, par exemple, que l'union de l'huile de térébenthine avec ce liquide s'opère lentement. Lorsqu'on fait dissoudre 1 partie de cette huile dans 7 parties d'alcool, l'huile s'en sépare peu-à-peu et gagne le fond du vase qui contient la dissolution *.

VI. L'action des acides sur les huiles volatiles n'a été qu'imparfaitement examinée.

Celle qu'exerce l'acide sulfurique sur ces substances, est très-énergique. Il les dissout, les convertit d'abord en une espèce de résine, et finit par les réduire en charbon. On peut par conséquent se procurer l'huile dans des états très-diffé-

* Neuman's Chem. p. 288.

rens, selon l'intervalle de temps plus ou moins long qu'on mettra à la séparer de l'acide, en mettant le mélange dans l'eau. Si l'on verse très-lentement, et par gouttes, une huile volatile dans quatre fois son poids d'acide sulfurique, en triturant continuellement après chaque addition, on a une dissolution de couleur brunâtre. Cette dissolution, après avoir été étendue de trois ou quatre parties d'eau, étant exposée à une douce chaleur, il s'en sépare une masse brune, qu'on avait autrefois désignée par le nom de *savon acide*. Achard est le seul chimiste qui ait examiné ces combinaisons avec attention. Il fit principalement ses expériences sur l'huile de térébenthine. La masse brune qui se sépare lorsque cette huile et l'acide sulfurique sont traités comme il vient d'être dit, est en consistance de cire molle, soluble dans l'eau et l'alcool; en la décomposant par un alcali, la matière huileuse qui se sépare s'unit avec facilité aux alcalis [1]. D'où il suit qu'elle paraît s'être rapprochée de l'état d'une résine.

L'acide hydrochlorique agit avec beaucoup moins d'énergie sur les huiles volatiles que l'acide sulfurique. Il dissout, suivant les expériences de Achard, les 0,008 de son poids de l'huile de sassafras. Il est probable que cette portion dissoute est altérée [2]. Avec l'acide hydrochlorique l'huile de térébenthine se combine et forme un composé qui ressemble beaucoup, dans son aspect, au camphre.

L'acide nitrique, lorsqu'il est concentré, et versé rapidement sur les huiles volatiles, agit sur elles avec une énergie telle qu'il les enflamme sur-le-champ; mais s'il est suffisamment étendu d'eau, il les dissout, et les convertit en une substance jaune qui se rapproche de l'état résineux. Le chlore agit sur elles de la même manière, mais moins fortement.

VII. On n'a pas fait beaucoup de recherches sur la manière dont les huiles volatiles se comportent avec les métaux; mais leur action sur ces substances ne peut présenter rien de remarquable. Margueron a essayé l'effet de quelques sels de mercure sur plusieurs des huiles volatiles, et ce chimiste a constaté les faits suivans. En gardant de l'huile de romarin sur du nitrate de mercure, ce sel est décomposé par degrés, et l'huile prend une couleur foncée. Le perchlorure de Action des métaux.

[1] Journ. de Phys. XVI, 409.
[2] Elémens de Chim. de l'Acad. de Dijon. III, 361.

mercure colore également, et épaissit les huiles de citron, de cerfeuil, d'hysope, de lavande, de romarin et de menthe poivrée; et il est en même-temps converti en partie, en protochlorure de mercure. Le chlorure de mercure, et le sulfure de ce métal, ne produisent aucun changement sur les huiles de lavande et de romarin, mais avec cette dernière, le peroxide de mercure se change en protoxide, quoique l'huile n'éprouve aucune altération sensible. Le chlorure d'antimoine est également décomposé par l'huile de romarin*.

VIII. Des effets des acides soutiens sur les huiles volatiles, et des produits de leur combustion, on a conclu qu'elles sont composées d'hydrogène et de carbone, unis quelquefois avec l'oxigène en proportions diverses, suivant les circonstances; mais il n'a pas été fait jusqu'à présent d'analyse exacte d'aucune de ces huiles.

IX. Les huiles volatiles sont appliquées à un grand nombre d'usages. On en emploie quelques-unes en médecine. D'autres, telle que l'huile de térébenthine, servent à former des dissolutions de résines dont on fait ensuite des vernis. On s'en sert en peinture; enfin elles font le principal mérite des parfums.

---

## CHAPITRE IV.

### *Des Huiles fixes.*

Les huiles fixes sont en si grand nombre, qu'il n'a pas été jusqu'à présent possible aux chimistes d'examiner chacune d'elles en détail. Mais Chevreul s'est livré pendant les six dernières années à une recherche très-laborieuse sur celles des huiles fixes animales, qui sont susceptibles d'être converties en savon; et il a trouvé trois corps distinctement caractérisés, qu'il a décrits avec précision, et auxquels il a donné les noms suivans, savoir :

1. Stéarine. 2. Elaïne. 3. Cétine.

---

* Ann. de Chim. XLVII, 66.

Par l'action de ces corps sur les bases salifiables, ils sont convertis en trois substances qui jouissent des propriétés acides, et qui en s'unissant avec la potasse, forment du savon dur. Chevreul appelle ces substances acides :

Acide margarique. Acide oléïque. Acide cétique.

Il devient nécessaire d'exposer, dans ce chapitre, les propriétés de tous ces corps ; car sans la connaissance de ces propriétés, il serait impossible de bien comprendre la nature des *savons*, ou d'établir une théorie de la *saponification*. Je diviserai donc ce chapitre en sept sections : dans la première je donnerai une idée générale des propriétés qui caractérisent les huiles fixes, et je décrirai dans les six autres sections, les six substances reconnues, et particulièrement examinées par Chevreul.

---

## SECTION PREMIÈRE.

### *Des Huiles fixes en général.*

La connaissance des huiles fixes, qui sont d'une utilité si étendue dans les arts, date d'une époque très-reculée. Il en est fait mention dans la Genèse, et il paraît même que déjà, du temps d'Abraham, on s'en servait pour les lampes [1]. Cécrops apporta l'olivier de Saïs, ville de la Basse-Egypte, où cet arbre, qui porte le fruit dont on retirait l'huile, était cultivé de temps immémorial ; et il enseigna aux Athéniens l'art de l'en extraire. C'est ainsi que l'usage de l'huile fut connu en Europe [2]. Mais il paraît que les Grecs ignoraient encore, à l'époque du siège de Troie, la méthode de se procurer de la lumière avec des lampes ; au-moins ne trouve-t-on rien dans les écrits d'Homère qui puisse indiquer qu'ils se fussent servis de ce moyen, et dans toutes ses descriptions, ses héros ne sont éclairés que par des torches de bois. Découverte.

Les huiles fixes se distinguent par les caractères suivans : Caractères.

1. Elles sont, liquides, ou elles le deviennent aisément, par leur exposition à une douce chaleur.

---

[1] Gen. XV, 17.

[2] Hérodote. Lib. II. p. 59 et 62.

2. Onctueuses au toucher.
3. Très-combustibles.
4. D'une saveur douce.
5. Insolubles dans l'eau et à-peu-près aussi dans l'alcool.
6. Elles n'entrent en ébullition qu'à la température de 316° centigr.
7. Elles laissent sur le papier une tache graisseuse.

Préparation. Ces huiles, qu'on a aussi appelées *huiles grasses* ou *exprimées*, sont en très-grand nombre. Il suffit de la simple expression pour les retirer en partie, des substances végétales, et en partie, des substances animales. C'est ainsi, par exemple, qu'on obtient l'huile de baleine des parties qui la contiennent; l'huile d'olive, de la pulpe, ou du brou, de ce fruit; celles de lin et d'amandes douces, de la graine du lin et des noyaux d'amandes. On peut obtenir aussi des huiles fixes par expression des graines du pavot, du chanvre, du faîne, et de beaucoup d'autres substances végétales.

Il convient d'observer que les huiles fixes ne se trouvent que dans un seul organe des végétaux, et que c'est dans les semences des plantes bicotylédones qu'elles sont exclusivement contenues *. Chez les animaux, elles sont le plus ordinairement déposées dans le foie, quoique les œufs des volatiles en fournissent aussi.

Toutes ces huiles diffèrent entre elles par plusieurs propriétés particulières; mais elles en ont aussi beaucoup qui leur sont communes.

Propriétés. 1. L'huile fixe est, pour l'ordinaire, un liquide d'un certain degré de viscosité, adhérant, sous forme de stries, aux parois des vaisseaux de verre qui la contiennent. Elle n'est jamais parfaitement transparente, ni entièrement dépourvue de couleur, dont la teinte est le plus souvent jaunâtre ou verdâtre. Sa saveur est douceâtre ou à-peu-près nulle. Elle n'a que peu ou point d'odeur, lorsqu'elle est nouvelle.

Il existe aussi dans les substances végétales un nombre considérable de corps, qui, à la température ordinaire de l'atmosphère, sont solides, et que jusqu'à présent on a considérés comme étant des huiles fixes. On peut citer pour exemple l'huile de palmier, que le docteur Bostock a sou-

---

* Fourcroy. VII, 319.

mise à l'examen chimique [1]. On peut aussi faire mention des diverses substances dont on fait usage dans l'Inde et en Afrique pour remplacer le beurre, et dont on se sert comme onguens. On obtient la plupart de ces huiles des semences d'arbres; différentes espèces du *bassia*, telles que le *butyracea*, *longifolia*, *latifolia*, *obovata*, fournissent cette matière butiracée. Ces substances ont été décrites par le docteur Roxburg [2]. Le shea, ou arbre beurre d'Afrique, dont Park fait mention, semble être aussi une espèce de bassia. D'après les expériences du docteur Bostock, ces substances paraissent différer un peu, dans leurs propriétés, des huiles fixes liquides, et se rapprocher de la nature de la cire. Ainsi, elles sont sensiblement solubles dans l'alcool et dans l'éther, et elles ne se combinent pas aussi facilement avec les alcalis que les huiles fixes.

2. Toutes les huiles fixes examinées jusqu'à présent, sont plus légères que l'eau; mais elles diffèrent beaucoup en pesanteur spécifique; et cette variation se remarque dans des échantillons divers de la même huile, ainsi qu'on peut en juger, par les pesanteurs spécifiques constatées, des huiles de Pesanteur spécifique.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Palmier [3] ..... | 0,968 | De noix [3]..... | 0,923 à 947 |
| De noisettes [3] ... | 0,941 | De faîne [3] ..... | 0,923 |
| De pavots [3]..... | 0,939 | De ben [3]..... | 0,917 |
| De lin [4]..... | 0,932 | D'olives [4] .... | 0,913 |
| D'amandes douces [3]..... | 0,932 | De navette [4]... | 0,913 |
| | | De cacao [5].... | 0,892 |

3. L'huile fixe exposée à l'action de la chaleur, ne commence à s'évaporer qu'à une température supérieure à celle de l'eau bouillante. A mesure que la chaleur augmente, au-delà de ce terme, on voit s'en élever une vapeur assez abondante; mais ce n'est qu'à environ 316° centigr., que l'huile entre en ébullition [6]. On peut la distiller à cette température; mais elle est toujours un peu altérée par cette opération, Action de la chaleur.

---

[1] Nicholson's Journal. XVI, 161.
[2] *Ibid.* XIX, 372.
[3] Fabroni, Crell's Annals 1797. II, 123.
[4] Schaw's Boyle. II, 346.
[5] Brisson.
[6] L'huile de lin bout, suivant Morveau, à une température de 310 à 311° centigr. Ann. de Chim. XC, 122.

dans laquelle il paraît qu'il se forme de l'eau, et de l'acide acétique. Il reste un peu de charbon dans la cornue, et l'huile obtenue est plus légère, plus fluide et d'une saveur plus forte qu'avant la distillation. On distinguait autrefois l'huile ainsi distillée, par le nom d'*huile des philosophes*. Il se dégage en grande quantité, pendant l'opération, du gaz hydrogène carboné.

L'huile fixe à l'état de vapeur s'allume par le contact d'un corps en ignition, et brûle avec une flamme blanche jaunâtre. C'est sur cette propriété des huiles fixes, qu'est établie la théorie de leur combustion dans les chandelles et les lampes. Le suif, ou l'huile, sont mis d'abord à l'état de vapeur dans la mèche; ils prennent feu, s'allument, et le calorique qu'ils fournissent en brûlant, suffit pour en réduire ainsi successivement de nouvelles quantités en vapeur, jusqu'à ce qu'il n'en reste plus. L'emploi de la mèche a pour objet d'utilité d'élever l'huile peu-à-peu, de manière qu'elle ne soit présentée qu'en petites quantités à-la-fois, à l'action de la chaleur. Si la chaleur était assez forte pour maintenir la totalité de l'huile à la température de 316° centigrades, la mèche ne serait pas nécessaire, puisqu'à cette température l'huile prend feu, et brûle spontanément. L'orsque l'huile fixe brûle ainsi, soit à l'air, soit avec le contact du gaz oxigène, elle ne donne pour produits nouveaux que de l'*eau* et de l'acide *carbonique*.

Exposées à l'action du froid, les huiles fixes perdent leur fluidité, et se gèlent; mais cet effet varie excessivement dans les différentes huiles.

Action de l'air. 4. Les huiles fixes exposées à l'air, ou mises en contact avec le gaz oxigène, éprouvent différens changemens, suivant la nature de l'huile. Toutes les huiles fixes ont, autant qu'on a pu s'en assurer par expérience, la propriété d'absorber l'oxigène, et de s'épaissir de plus en plus en s'y unissant, jusqu'à ce qu'elles finissent par être à l'état solide, qui paraît être celui de leur saturation avec l'oxigène. Or, il est quelques-unes de ces huiles qui conservent leur transparence après être devenues solides; tandis que d'autres deviennent opaques, et prennent l'aspect du *suif*, ou de la *cire*. Ce phénomène a donné lieu à la division des huiles fixes en deux classes, qu'on a composées, pour la première, de celles, sous la dénomination d'huiles *siccatives*, qui sont

restées transparentes après leur combinaison avec l'oxigène; et pour la seconde, de celles qui sont devenues opaques, et qu'on appelle *huiles grasses*.

5. Les huiles siccatives s'emploient dans la peinture, et pour les vernis. Les huiles de lin, de noix, de pavot et de chenevis appartiennent à cette classe. Ces quatre espèces d'huiles n'ont qu'imparfaitement, dans leur état naturel, la propriété d'être siccatives. On les prépare, pour l'usage des peintres et des vernisseurs, en les faisant bouillir pendant quelque temps dans un pot de fer. Elles sont ainsi en partie décomposées; il s'en dégage, en abondance, une vapeur aqueuse, et du gaz hydrogène carboné. Elles deviennent d'une couleur plus foncée, et d'une plus grande consistance. Pour quelques autres usages, on enflamme ordinairement ces huiles, et après les avoir laissé brûler pendant quelque temps on les éteint, en couvrant le vaisseau qui les contenait. On continue alors à les faire bouillir, jusqu'à ce qu'elles aient acquis le degré convenable de viscosité. On leur fait perdre ainsi, en grande partie, leur qualité onctueuse; de manière qu'elles ne laissent plus de tache graisseuse sur le papier, et qu'elles se rapprochent de la nature des résines, avec cette différence, qu'au lieu d'être devenues cassantes, elles conservent un certain degré de dureté et de ductilité, qui les rend analogues à la poix résine, connue sous le nom de *poix des cordonniers*. Enfin on rend aussi ces huiles siccatives, en les faisant bouillir avec un peu de l'oxide de plomb connu dans le commerce sous le nom de litharge. On ne sait pas bien précisément quelle peut être la nature du changement que ces huiles éprouvent par ce moyen; il est probable qu'elles absorbent l'oxigène de l'air, et il a été reconnu qu'elles sont en partie décomposées. Lorsqu'on les a fait brûler pendant quelque temps, leur onctuosité est beaucoup plus complètement détruite que par toute autre méthode qui ait encore été employée. On se sert souvent, en conséquence, de ce dernier moyen de préparation des huiles siccatives, lorsqu'on destine ces huiles aux vernis; et toujours on les traite ainsi, pour leur emploi dans l'encre des imprimeurs, qui exige qu'elles soient, autant que possible, dépouillées de toute onctuosité.

Huiles siccatives.

On a trouvé que, pour ce dernier objet, l'huile de noix était préférable à toutes les autres, quoique la couleur obs-

cure qu'elle acquiert en bouillant, la rende moins convenable pour l'encre rouge que pour la noire. Après l'huile de noix, c'est celle de lin qu'on considère comme la plus propre à cet usage. On n'y emploierait pas, avec le même avantage, d'autres huiles, parce qu'on ne peut pas leur enlever suffisamment leur onctuosité. L'encre faite avec ces huiles aurait de la disposition à couler sur le papier et à le maculer dans le travail des relieurs ou même à s'étendre au-delà des traces des caractères, et à tacher le papier en jaune.

On prépare l'encre pour l'imprimerie de la manière suivante.

Encre des imprimeurs.

On fait bouillir l'huile dans un pot de fer qui n'en est qu'à moitié rempli; on l'enflamme, et on la laisse brûler pendant une demi-heure ou plus. On continue alors de la faire bouillir doucement, jusqu'à consistance convenable. Dans cet état, on l'appelle *vernis*. On en prépare de deux espèces, l'un plus épais, et l'autre plus clair. Le plus épais est d'une consistance telle qu'il tombe en fils en se refroidissant, comme de la colle faible. On broie ensuite ce vernis avec du noir de fumée dans la proportion d'environ 78 gr. sur 496 gr. d'huile. Lorsque cette huile est nouvellement préparée, on regarde comme nécessaire d'y ajouter un peu d'huile de térébenthine bouillie, et un peu de protoxide de plomb, ou litharge; mais on assure que cette addition produit l'effet de faire adhérer si fortement l'encre aux caractères, qu'on a beaucoup de peine à l'en enlever. L'huile ancienne s'emploie sans qu'il soit besoin d'y rien ajouter [1].

L'huile préparée, ainsi qu'on vient de l'indiquer, est encore insoluble dans l'alcool et dans l'eau; mais elle s'unit facilement à une plus grande quantité d'huile. Elle se dessèche en une masse visqueuse qui ressemble à de la térébenthine, et, dans cet état, elle est à peine susceptible de s'unir avec de l'huile. Le docteur Lewis trouva que l'huile de lin perd les 0,166 de son poids par sa conversion en un vernis épais, et que cette perte est à-peu-près des 0,50, lorsqu'on la fait bouillir jusqu'à ce qu'elle soit devenue toute roide en se refroidissant [2]. La propriété qu'a l'encre des imprimeurs d'adhérer au papier mouillé, prouve combien la nature hui-

---

[1] Lewis, Phil. Comm. p. 372.
[2] *Ibid.*

leuse de ce corps est altérée. Elle se rapproche, par quelques caractères, de la nature du mucilage, quoique, dans d'autres, elle en diffère beaucoup.

6. Les *huiles grasses* s'épaississent insensiblement à l'air; elles y deviennent opaques et blanches, et y prennent à la fin une apparence qui les fait ressembler beaucoup à la cire ou au suif. Les huiles d'olive, d'amandes douces, de navette et de ben appartiennent à cette classe. Huiles grasses.

Lorsqu'après avoir versé de l'huile sur de l'eau, de manière qu'elle forme une couche mince à la surface de ce liquide, on l'expose ainsi à l'air, ces changemens qu'elle y éprouve sont beaucoup plus prompts. Berthollet qui, le premier, examina ces phénomènes avec attention, les attribua à l'action de la lumière; mais Sennebier observa qu'elle ne produisait, même au bout d'un temps assez long, aucune altération sur l'huile, lorsqu'en y restant exposée, elle n'avait pas le contact de l'air. Il remarqua de plus, que l'admission du gaz oxigène lui faisait éprouver les mêmes changemens que l'air, soit qu'elle fût ou non placée sous l'influence de la lumière [1]. Il devenait donc clair alors que c'était l'oxigène qui agissait sur l'huile; et l'on suppose actuellement que l'altération des huiles grasses est due simplement à la faculté qu'elles ont d'absorber l'oxigène, et de se combiner avec ce principe.

7. L'action des huiles fixes sur les combustibles simples n'est pas très-remarquable. Action des combustibles simples.

L'hydrogène ne paraît pas agir sur elles. En les filtrant à travers du charbon en poudre, on les rend plus pures; mais ce moyen ne pourrait être employé pour produire cet effet, à raison de la grande difficulté qu'il y a d'en séparer le charbon [2]. La peinture noire n'est ordinairement autre chose qu'un mélange par trituration, de charbon et d'une huile siccative.

Les huiles fixes dissolvent également, à l'aide de la chaleur, une petite portion de phosphore. Le moyen le plus propre à opérer facilement cette dissolution, est de faire bouillir un peu dans un vaisseau de verre, un mélange d'huile, d'eau et de phosphore. Ces phosphures huileux exhalent l'odeur d'hydrogène phosphoré, et abandonnent, à

---

[1] Ann. de Chim. XI, 89.
[2] Kels, Crell's Annals. III, 274. Engl. Trans.

la distillation, une portion de ce gaz. Quand on frotte ces phosphures à l'air, ou qu'on en enduit la surface de quelqu'autre corps, ils paraissent lumineux, à raison de la combustion du phosphore. Lorsqu'après avoir saturé à chaud des huiles fixes de phosphore, on laisse refroidir la dissolution, le phosphore s'y dépose, en cristaux qui sont des octaèdres, ainsi que l'a reconnu Pelletier.

Le soufre se dissout facilement dans les huiles fixes, à l'aide de la chaleur. Cette dissolution produit une liqueur rougeâtre, qui dépose, par refroidissement, des cristaux de soufre, et qui donne, à la distillation, beaucoup de gaz acide hydro-sulfurique. C'est par le moyen de ces dissolutions, que Pelletier se procura de beaux cristaux de soufre en octaèdres réguliers.

Action de l'eau. 8. Les huiles fixes sont toutes insolubles dans l'eau. Lorsqu'on les agite avec ce liquide, le mélange devient laiteux; mais les particules huileuses s'en séparent peu-à-peu par le repos, et viennent se réunir à sa surface. On empêche, au moyen d'une substance mucilagineuse, telle que la gomme arabique, cette séparation d'avoir lieu, et on rend ainsi la couleur laiteuse de la liqueur, permanente. On appelle ces mélanges *émulsions*. On les forme souvent en triturant avec de l'eau des graines huileuses, comme des amandes douces, par exemple, qui contiennent les deux substances nécessaires pour former l'émulsion, l'huile et le mucilage.

Les huiles fixes sont, pour la plupart, peu solubles dans l'alcool. M. Brande trouva que ce liquide, de la pesanteur spécifique de 0,820, prenait très-peu d'huile d'olive ou d'huile d'amande douce. L'huile de lin y est plus soluble, et celle de castoreum s'y dissout en toute proportion. C'est par cette raison, qu'on se sert quelquefois de cette huile pour falsifier les huiles volatiles, qui sont d'un prix élevé, spécialement l'huile de girofle [1].

En général, les huiles fixes sont un peu plus solubles dans l'éther sulfurique que dans l'alcool. M. Brande trouva que quatre mesures d'éther sulfurique, d'une pesanteur spécifique de 0,7563, dissolvaient 1,25 mesures d'huile d'amande douce, 1,50 mesures d'huile d'olive, 2,50 mesures d'huile de lin, et toute quantité quelconque d'huile de castoreum [2].

---

[1] Phil. Trans. 1811, p. 264.

[2] *Ibid.* On a trouvé qu'un mélange d'éther sulfurique et d'huile de

Les huiles fixes s'unissent aisément entre elles, et de même aussi avec les substances bitumineuses et résineuses.

9. Les alcalis ont une action sensible sur les huiles fixes, et il en résulte la formation des composés, importans, connus sous le nom de *savons*. Les huiles grasses entrent plus facilement que les huiles siccatives, dans ces sortes de combinaisons. Elles ont également lieu avec les terres, et produisent une espèce de savon insoluble dans l'eau, qui par conséquent, ne peut être applicable aux mêmes usages que le savon ordinaire. Alcalis.

10. Les acides combustibles ne paraissent pas, jusqu'à présent, susceptibles d'union avec les huiles. L'acide hydrochlorique ne semble pas non plus avoir d'action sur elles. L'acide phosphorique, lorsqu'il est concentré, rend leur couleur plus foncée, et leur communique une odeur particulière. Ces effets deviennent encore plus sensibles à l'aide de la chaleur; ce qui prouve bien qu'elles sont attaquées par cet acide [1]. Elles le sont, avec bien plus d'énergie encore par l'acide sulfurique, qui les noircit immédiatement, et les fait passer, par degrés, à l'état de bitume, en raison de la durée de son action sur elles. Si elle est prolongée pendant assez long-temps, la décomposition des huiles a complètement lieu; il y a de l'eau formée, il se dépose du charbon, et il se produit un acide [2]. Quoique l'action de cet acide sur les huiles n'ait pas été examinée avec assez d'attention, on ne peut douter cependant qu'il ne doive en résulter aussi d'autres produits. L'acide nitrique les attaque plus vivement encore; lorsqu'on verse subitement de cet acide sur des huiles siccatives, il les enflamme. Il produit le même effet sur les huiles grasses, mais seulement lorsqu'il a été préalablement mêlé avec une portion d'acide sulfurique. L'acide nitrique suffisamment étendu, convertit les huiles siccatives en une masse jaune d'apparence résineuse, et les huiles grasses, en une substance analogue au suif. Mais l'action de cet acide sur les huiles fixes n'a pas été suffisamment examinée. Acides.

---

castoreum pouvait être employé avec avantage comme topique dans les rhumatismes.

[1] Elémens de Chim. de l'Acad. de Dijon, III, 142.

[2] Fourcroy. VII, 330.

Savons acides. Il a été fait beaucoup d'essais par les chimistes pour former, sous la dénomination de *savons acides*, des composés permanens d'acides concentrés et d'huiles, et ils n'ont pu y réussir qu'avec l'acide sulfurique. Achard fit et publia un grand nombre d'expériences sur ces composés. Ils se dissolvent dans l'eau, et moussent comme le savon ordinaire; mais ce ne sont pas en réalité des composés permanens, et ils ne peuvent présenter un grand avantage dans leur emploi.

Action sur les métaux. 11. Les huiles fixes agissent (quoique faiblement), et avec la présence de l'air, sur quelques-uns des métaux. Elles corrodent promptement le cuivre, et il en résulte une dissolution d'un vert obscur. Le mercure est le seul autre métal avec lequel il a été reconnu qu'elles se comportaient de la même manière. En triturant du mercure avec des huiles fixes, ce métal disparaît par degrés, et il se forme un onguent de couleur bleuâtre, qui consiste, au-moins en partie, dans l'union de l'huile avec le protoxide de mercure; mais l'expérience ne réussit bien qu'avec celles de ces huiles qui sont dans un état approchant de celui de solidité.

Mais les huiles fixes s'unissent, avec beaucoup plus d'énergie, aux oxides métalliques. Elles dissolvent, avec une grande facilité, l'oxide blanc d'arsenic, ainsi que Brandt l'avait fait observer il y a long-temps. En les faisant bouillir avec les oxides de mercure, de plomb ou de bismuth, elles forment des composés solides très-visqueux, auxquels on a donné le nom d'*emplâtres*.

Rancidité. 12. Les huiles fixes sont susceptibles d'éprouver, lorsqu'elles sont gardées pendant quelque temps, une espèce de changement bien connu sous le nom de *rancidité*. Elles deviennent épaisses, d'une couleur brune, d'une saveur âcre et d'une odeur désagréable. Dans cet état d'altération, l'huile rougit les couleurs bleues végétales, et contient, par conséquent, un acide. On attribue actuellement ce changement à la présence de substances étrangères dans les huiles, ou à l'action de ces substances sur la matière huileuse elle-même. Parmi les huiles fixes, il en est plusieurs, lorsqu'elles sont nouvellement extraites, qui laissent déposer, par le repos, une certaine quantité de matière mucilagineuse; et d'après les expériences de Schéele, il paraît probable qu'elles retiennent toujours plus ou moins d'un principe semblable. Il fit bouillir ensemble une partie de protoxide de plomb ou litharge avec deux parties

d'huile d'olive et un peu d'eau. Lorsque l'huile avait acquis la consistance d'onguent, il laissait refroidir le mélange, et décantait l'eau. Cette eau étant évaporée jusqu'à consistance de sirop, laisse une substance que Schéele appela *principe doux des huiles*.

Cette substance ne cristallise pas; elle est soluble dans l'eau et dans l'alcool, et se convertit, par l'action de l'acide nitrique, en acide oxalique. Exposée à l'action de la chaleur, elle est en partie décomposée en une huile brune, et en partie volatilisée sans altération. On obtient aussi cette substance des huiles de lin, de navette, d'amandes douces, et même, en petite quantité, de l'huile séparée du savon[1]. On suppose que des impuretés semblables existent dans toutes les huiles fixes, et qu'elles occasionnent leur rancidité par putréfaction. On diminue jusqu'à un certain point cette rancidité en les agitant avec de l'eau, mais on ne la détruit pas complètement. M. Dossie a fait voir qu'on purifiait convenablement les huiles pour les rendre propres à brûler dans les lampes, en les agitant avec des dissolutions d'alcalis fixes et de chaux vive, mais que ces dissolutions avaient la propriété de coaguler une portion de l'huile. On peut cependant remédier à cet inconvénient, par l'addition d'une forte saumure, qui détermine la séparation des corps étrangers d'avec l'huile[2]. Principe doux des huiles.

13. Les seuls produits que donne la combustion des huiles sont de l'acide carbonique et de l'eau. Lorsqu'elles ont été distillées à plusieurs reprises, ou qu'on les a fait passer à travers un tube rouge de feu, elles paraissent avoir été entièrement converties en eau, en acide carbonique et en gaz hydrogène carboné. Lavoisier fit l'analyse de l'huile d'olive, en brûlant de cette huile dans un vaisseau rempli de gaz oxigène. Mais l'art de l'analyse était alors si peu avancé, que ce savant, avec toute sa sagacité, ne put approcher d'assez près de la vérité. Gay-Lussac et Thénard ont fait, en 1808, une analyse d'huile d'olive, en brûlant une quantité déterminée de cette huile avec du chlorate de potasse, et en exa- Composition des huiles.

---

[1] Schéele Opusc. II, 189.

[2] Nicholson's Journ. V, 5.

minant les produits de cette combustion. Ils trouvèrent que l'huile d'olive est un composé de

| | |
|---|---|
| Hydrogène | 13,360 |
| Carbone | 77,213 |
| Oxigène | 9,427 |
| | 100,000 [1] |

Nous n'avons à présent aucun moyen pour déterminer le nombre équivalent pour l'huile d'olive. Mais le plus petit nombre d'atômes qui s'accorde de plus près avec la composition ci-dessus est, savoir :

| | | |
|---|---|---|
| 11 Atômes hydrogène | = | 1,375 |
| 10 Atômes carbone | = | 7,5 |
| 1 Atôme oxigène | = | 1 |
| | | 9,875 |

S'il en est ainsi, l'huile d'olive est un composé de 22 atômes, et son poids est 9,875, ou il peut être représenté par 10 atômes de gaz hydrogène percarboné, combinés avec 1 atôme d'eau. D'après ces données, 100 parties d'huile d'olive seraient formées, en poids, de

| | |
|---|---|
| Hydrogène | 14,025 |
| Carbone | 75,949 |
| Oxigène | 10,126 |

Nombres qui ne coïncident pas exactement avec l'analyse de Gay-Lussac et Thenard, mais qui s'en rapprochent assez.

---

## SECTION II.

### *De la Stéarine.*

Cette substance fut décrite pour la première fois par Chevreul, en 1814[2]. Sa présence, dans les corps gras, fut également annoncée, en 1815, par Braconnot, qui semble

---

[1] Recherches physico-chimiques. II, 320.

[2] Ann. de Chim. XCIV, 129; et *ibid.* XCIV, 74.

n'avoir pas eu connaissance de ce qui avait été fait auparavant par Chevreul, ou du moins, qui n'en dit rien[1].

Il paraît, d'après les expériences de Chevreul, que le suif et toute autre espèce de graisse animale, sont un mélange ou une combinaison de deux substances huileuses distinctes. Il a donné à la première de ces substances, qui est solide à la température ordinaire de l'atmosphère, le nom de *stéarine*[2]; et il a désigné par celui d'*élaïne*[3], l'autre substance, qui est fluide à cette même température. Il semblerait résulter des expériences de Braconnot, que les huiles fixes des substances végétales ont la même composition. Nature du suif.

Chevreul obtint la stéarine de la graisse de porc, en exposant à l'alcool bouillant de cette graisse, débarrassée aussi complètement que possible de toute matière étrangère, et parfaitement pure. L'alcool, en refroidissant, déposait des aiguilles blanches cristallines, qui étaient la stéarine. Il continua à présenter ainsi, à de nouvel alcool bouillant, la graisse non dissoute, jusqu'à ce qu'elle l'eût été en totalité[4]. Il faisait redissoudre ensuite la stéarine ainsi obtenue en cristaux dans l'alcool, et il la laissait se déposer en cristaux dans ce liquide. Par ce procédé, l'élaïne n'est pas séparée en totalité de la stéarine; mais il est probable qu'elle n'en retient pas une grande quantité. Préparation.

La méthode adoptée par Braconnot était très simple; et elle semble indiquer que dans les corps huileux fixes, la stéarine et l'élaïne ne sont point combinées chimiquement, mais seulement mêlées mécaniquement entre elles. Si l'huile à examiner était liquide, il l'exposait au froid jusqu'à ce qu'elle se gelât. Dans

---

[1] Ann. de Chim. XCIII, 225.

[2] De στεαρ, suif.

[3] De ελαιον, huile.

[4] Chevreul reconnut qu'il y avait un grand avantage pour l'accélération de ce procédé, à faire emploi d'alcool absolu, parce que la solubilité de la stéarine dans l'alcool diminue dans un rapport beaucoup plus grand que le degré de force de ce liquide. Ainsi il trouva que l'alcool bouillant, d'une densité de 0,7908 dissolvait au-delà de son poids de stéarine.

100 d'alcool bouillant, d'une densité de 0,7925, dissolvaient 16,07 de la même stéarine.

100 d'alcool bouillant, d'une densité de 0,805, en avaient dissous 6,63.

100 d'alcool bouillant, d'une densité de 0,821, n'en purent dissoudre que 2. Ann. de Chim. et Phys. II, 361.

cet état de congélation, il la soumettait à l'action d'une forte presse, entre plusieurs doubles de papier brouillard; l'élaïne s'imbibait dans le papier qu'elle pénétrait, et la stéarine restait dessus à l'état solide. Si l'huile, à mettre en expérience, était déja solide, il n'était pas nécessaire de l'exposer au froid; il suffisait de la presser entre des doubles de papier brouillard.

Propriétés. La stéarine, obtenue par ces procédés, est blanche, cassante, et ayant en quelque sorte l'aspect de la cire. Elle n'a que peu ou point d'odeur lorsqu'elle est pure; elle est sans saveur, et ne produit aucun changement sur les couleurs bleues végétales La stéarine de graisse de porc devient liquide à la température de 43° centigrades; mais il existe des différences considérables entre les points de fusion de la stéarine provenant de différens corps, ainsi qu'on peut le voir dans la table qui suit * :

| | | |
|---|---|---|
| La stéarine d'homme fond | à | 49 cent. |
| De mouton. . . . . | à | 43 |
| De bœuf . . . . . | à | 44 |
| De porc. . . . . | à | 43 |
| D'oie. . . . . | à | 43 |

La stéarine est soluble dans l'alcool; mais cette faculté de dissolubilité varie suivant les différens corps d'où cette substance a été extraite : c'est ce qu'on reconnaîtra par la table ci-jointe, formée des résultats d'expériences, dont nous sommes également redevables à Chevreul. 100 parties d'alcool bouillant, d'une densité de 0,7952, dissolvent

| | |
|---|---|
| 21,50 | de stéarine d'homme. |
| 16,07 | de stéarine de mouton. |
| 15,48 | de stéarine de bœuf. |
| 18,25 | de stéarine de porc. |
| 36,00 | de stéarine d'oie. |

Lorsque la stéarine est mise en digestion avec une substance alcaline, elle est en plus grande partie convertie en savon : il n'y en a qu'une petite portion qui devienne principe doux des huiles, et une portion plus petite encore est de l'acide acétique. Chevreul nous a fourni la table qui suit, de la proportion de stéarine de différens corps que l'action de

* Chevreul, Ann. de Chim. et Phys. II, 363.

la potasse forme en savon, et de la proportion qui continue d'être soluble.

Proportions saponifiées.

| | | |
|---|---|---|
| Stéarine d'homme. | portion saponifiée . . | 94,9 |
| | matière soluble. . . . | 5,1 |
| | | 100,0 |
| Stéarine de mouton | saponifiée. . . . . | 94,6 |
| | soluble . . . . . | 5,4 |
| | | 100,0 |
| Stéarine de bœuf. . | saponifiée . . . . . | 95,1 |
| | soluble. . . . . | 4,9 |
| | | 100,0 |
| Stéarine de porc. . . | saponifiée . . . . . | 94,65 |
| | soluble. . . . . | 5,35 |
| | | 100,00 |
| Stéarine d'oie. . . . | saponifiée . . . . . | 94,4 |
| | soluble. . . . . | 5,6 |
| | | 100,0 |

Ces différences sont si peu considérables qu'on pourrait plutôt les attribuer à des erreurs dans les expériences, que de les établir comme existant réellement dans les quantités de savon formé.

La stéarine cristallise ordinairement en petites aiguilles; et, lorsqu'après en avoir fait fondre une certaine quantité, on la laisse se congeler, sa surface devient très-inégale.

---

## SECTION III.

### *De l'Élaïne.*

Préparation.

Pour se procurer l'élaïne du suif de différens animaux, Chevreul le dissout dans l'alcool. Il laisse la stéarine cristalliser dans ce liquide, et il le distille ensuite pour en séparer l'élaïne. Le procédé de Braconnot paraît être d'une exécution plus facile et pouvoir produire une élaïne de plus grande pureté. Il obtient sa stéarine en soumettant le suif à la presse entre des doubles de papier brouillard, et ce papier, pénétré de l'élaïne qui l'a imbibé, après avoir été mouillé

d'eau, est soumis à la presse, ce qui force l'élaïne d'en sortir. On peut facilement ainsi la recueillir et l'examiner.

Propriétés. L'élaïne a beaucoup de l'apparence d'une huile végétale, et elle est entièrement liquide à la température de 15° centigrades. Quelquefois elle est incolore et sans odeur ; mais le plus ordinairement elle est et colorée et odorante, ce qui est dû à la présence de corps étrangers dont il n'est pas possible de la débarrasser entièrement. Chevreul a reconnu, dans chacune des élaïnes qu'il a examinées particulièrement, les propriétés dont nous allons présenter ici le détail, savoir :

1. *Elaïne humaine*, jaune, inodore, densité 0,913.

2. *Elaïne du mouton*, incolore, légère odeur de mouton; densité 0,916.

3. *Elaïne de bœuf*, incolore, presque sans odeur; densité 0,913.

4. *Elaïne de porc*, incolore, presque sans odeur; densité 0,915.

5. *Elaïne de jaguar*, jaune citron, odorante; densité 0,914.

6. *Elaïne d'oie*, légèrement jaune, presque sans odeur, densité 0,929.

La solubilité de ces différentes variétés d'élaïne dans l'alcool d'une densité de 0,7952, est ainsi qu'il suit, savoir :

Solubilité dans l'alcool. 1. *Elaïne d'homme*. 100 parties se dissolvent dans 81,08 parties d'alcool bouillant. La dissolution commence à devenir opaque à la température de 77° centigrades.

2. *Elaïne du mouton*. 100 parties furent dissoutes dans 81,17 parties d'alcool à la température de 75°. La liqueur se troubla à celle de 63°.

3. *Elaïne de bœuf*. 100 parties furent dissoutes dans 81,03 parties d'alcool à la température de 75° centigr. La liqueur commença à se troubler à celle de 63°.

4. *Elaïne de porc*. 100 parties furent dissoutes dans 81,08 parties d'alcool à la température de 75° cent. La liqueur commença à se troubler à 62°.

5. *Elaïne de jaguar*. 100 parties furent dissoutes dans 80,89 parties d'alcool à la température de 75° cent. Le liquide commença à se troubler a 60°.

6. *Elaïne d'oie*. 100 parties furent dissoutes dans 81,08 parties d'alcool a la température de 75° cent. La dissolution ne commença à se troubler qu'à 51°.

Ces différentes variétés d'élaïne ayant été mises en digestion pendant un temps suffisant avec une dissolution de potasse, elles furent converties pour la plus grande partie en savon. Mais la portion soluble consistant principalement dans le principe doux des huiles, était plus considérable que la quantité produite dans la saponification des stéraïnes opérée de la même manière. On a présenté, dans la table qui suit, les proportions d'élaïne saponifiée et convertie en principe doux, d'après les expériences faites sur les différentes variétés d'élaïne, ci-devant spécifiées.

1. Elaïne de mouton, de porc, de jaguar et d'oie.

Proportions saponifiées.

| | |
|---|---|
| Saponifiée | 89 |
| Matière soluble | 11 |
| | 100 |

2. Elaïne de bœuf.

| | |
|---|---|
| Saponifiée | 92,6 |
| Matière soluble | 7,4 |
| | 100,0 |

Pour donner au lecteur une idée de la proportion de stéraïne et d'élaïne dans différentes variétés d'huile fixe, animale et végétale, j'insérerai ici une table des proportions de ces deux substances dans chacune des variétés sur lesquelles Braconnot fit ses expériences.

| | | |
|---|---|---|
| Beurre | Stéarine | 40 |
| | Elaïne | 60 |
| Graisse de porc | Stéarine | 38 |
| | Elaïne | 62 |
| Moëlle de bœuf | Stéarine | 76 |
| | Elaïne | 24 |
| Moëlle de mouton | Stéarine | 26 |
| | Elaïne | 74 |
| Graisse d'oie | Stéarine | 32 |
| | Elaïne | 68 |
| Graisse de canard | Stéarine | 28 |
| | Elaïne | 72 |
| Graisse de dindon | Stéarine | 26 |
| | Elaïne | 74 |
| Huile d'olive | Stéarine | 28 |
| | Elaïne | 72 |

| | | |
|---|---|---|
| Huile d'amandes douces | Stéarine | 24 |
| | Elaïne | 76 |
| Huile de colsa | Stéarine | 46 |
| | Elaïne | 54 |

## SECTION IV.

### *De la Cetine.*

Cette substance huileuse particulière, connue sous le nom de spermacéti, ou blanc de baleine, se trouve dans le crâne du *physeter macrocephalus*; mais on l'obtient aussi de quelques-unes des autres espèces de baleines. Cette substance est d'abord en état de mélange avec une huile liquide, qu'on en sépare au moyen d'un sac de laine. On enlève les dernières portions de cette huile, par une lessive alcaline, et l'on purifie ensuite le spermacéti par la fusion.

Propriétés. Le spermacéti ainsi obtenu est une substance d'un beau blanc, ordinairement sous la forme de petites écailles. Il est très-cassant, presque sans saveur, et n'ayant que peu d'odeur. Il se distingue de la plupart des corps gras par son aspect cristallin qu'il a toujours. Il fond, d'après les expériences de Bostock, à la température de 44° centigrades [1]. Lorsqu'il est convenablement chauffé, il peut passer à la distillation sans éprouver beaucoup d'altération; mais, par des distillations répétées, il perd sa forme solide et devient une huile liquide [2]. Les expériences de Thouvenel et de Crell, nous ont fait voir que, dans ce cas, le spermacéti est en partie décomposé, et qu'on obtient un liquide acide de couleur brune. Il est soluble dans l'alcool bouillant; mais il se sépare de cette dissolution à mesure qu'elle refroidit. 100 parties d'alcool bouillant, d'une densité de 0,816, dissolvent 6,9 parties de spermacéti [3]. L'éther dissout cette substance à froid, et très-promptement lorsqu'il est chaud; et par le refroidissement de la dissolution, le tout se prend en une masse solide

[1] Nicholson's Jour. IV, 134.

[2] Neumann.

[3] Chevreul, Ann. de Chimie. XCV, 11.

concrète [1]. Le spermacéti se dissout aussi dans l'huile de térébenthine, dont il se sépare à mesure que la liqueur refroidit [2].

Les acides agissent à peine sur le spermacéti; mais, ainsi que Crell l'avait fait voir depuis long-temps, il s'unit, quoique lentement, aux alcalis caustiques, et ce fait a été confirmé par Bostock et Chevreul. Il forme, avec l'ammoniaque et à chaud, une émulsion qui ne se décompose, ni par le refroidissement ni par l'eau; mais par l'addition d'un acide, il se précipite sur-le-champ [3]. Il dissout le soufre, et il est dissous par les huiles fixes. Par une longue exposition à l'air, il devient jaune et rance. On emploie le spermacéti comme le suif et la cire à la fabrication des chandelles et bougies. On dit aussi qu'en projetant des morceaux de caoutchouc dans cette substance en fusion, ces morceaux sont dissous, et il en résulte un composé qui peut servir avec avantage pour luter les vaisseaux [4].

Le savon de spermacéti est composé, suivant Chevreul, de

| | |
|---|---|
| Spermacéti saponifié..... | 100 |
| Potasse ..... | 8,15 |

La potasse ne paraît pas susceptible de se combiner en différentes proportions avec le spermacéti. L'eau a la propriété de séparer du savon de spermacéti la plus grande partie de son alcali. La saponification altère les propriétés du spermacéti. Il acquiert les qualités acides, mais il continue de se fondre à la même température qu'auparavant. Sa solubilité, dans l'alcool, est beaucoup augmentée par la saponification [6].

---

[1] Bostock.
[2] *Ibid.*
[3] *Ibid.*
[4] *Ibid.*
[5] Nicholson's 4.° Jour. I, 472.
[6] Chevreul, Ann. de Chim. XCV, p. 15.

## SECTION V.

### *De l'Acide margarique.*

Préparation. Ce fut Chevreul qui fit connaître le premier cette substance, dont il rendit compte dans un mémoire publié en 1813. Il l'obtenait en formant un savon avec de la graisse de porc et de la potasse. En mettant ce savon dans une grande quantité d'eau, il s'en dissolvait une partie seulement, et une autre portion se précipitait sous la forme de petites écailles brillantes, de couleur nacrée. Ces écailles étaient un composé de potasse et d'acide margarique. Après avoir été convenablement lavées avec de l'eau et mises en digestion dans de l'acide hydrochlorique étendu, elles étaient décomposées. Cet acide se combinait avec la potasse, et l'acide margarique, ainsi séparé, venait flotter à la surface du liquide. En lavant alors suffisamment cet acide avec l'eau, on le met à l'état de pureté. Chevreul donna d'abord à cette substance le nom de *margarine*, à raison de son aspect brillant, semblable à celui de la nacre de perle[1], et lorsque depuis il eut mieux reconnu et déterminé toutes les propriétés de la margarine, il substitua à cette première dénomination celle d'*acide margarique*[2]. Cet

Propriétés. acide, préparé comme nous venons de le dire, est d'un blanc nacré sans saveur, et ayant une faible odeur, se rapprochant de celle de la cire blanche. Cet acide est plus léger que l'eau. Il se fond à la température de 57° centig., en un liquide incolore et limpide, qui cristallise par refroidissement en aiguilles brillantes du plus beau blanc.

L'acide margarique est insoluble dans l'eau, mais très-soluble dans l'alcool. 100 parties de ce liquide, d'une densité de 0,816, ont dissous, à la température de 75° centig., 180,79 parties d'acide margarique. Cette dissolution ne commença à se troubler que lorsque la température fut descendue à 41°; et par son entier refroidissement, elle se prit en une masse solide qui se moula dans le vaisseau qui la contenait. Lorsque l'acide margarique cristallise par le refroidissement lent d'une

[1] De μαργαρίτης, perle. Ann. de Chim. LXXXVIII, 231.

[2] Ann. de Chim. et Phys. II, 346.

dissolution alcoolique qui n'en est pas saturée, cet acide s'y dépose en aiguilles, qui se réunissent sous la forme d'étoiles.

L'acide margarique a une action très-énergique sur les couleurs bleues végétales; il rougit presque immédiatement le tournesol. Il se combine promptement avec la potasse en deux proportions formant ainsi un sel neutre ou un savon insoluble dans l'eau. Chevreul s'est assuré, par l'analyse qu'il a faite de ces savons, que leur composition est ainsi qu'il suit, savoir :

Savons.

*Sur-Margarate de potasse.*

| | |
|---|---|
| Acide margarique..... | 100 |
| Potasse..... | 8,80 |

*Margarate de potasse.*

| | |
|---|---|
| Acide margarique..... | 100 |
| Potasse..... | 17,77 |

Si nous supposons que le premier de ces composés consiste dans 100 parties d'acide margarique uni à 9 parties de potasse, il s'ensuivra que le nombre équivalent pour l'acide margarique est 33,3 *.

L'acide margarique est susceptible aussi de se combiner avec d'autres bases salifiables, et de former avec elles une grande variété de sels, ou plutôt de *savons*, ainsi qu'il conviendrait mieux de les désigner. Nous allons présenter ici la composition de ces savons, telle que Chevreul l'a déterminée d'après ses expériences.

*Margarate de soude.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide margarique.... | 100 ... | 31,44 |
| Soude..... | 12,72... | 4 |

*Margarate de barite.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide margarique.... | 100 ... | 33,7 |
| Barite..... | 28,93... | 9,75 |

*Margarate de strontiane.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide margarique.... | 100 ... | 32,13 |
| Strontiane..... | 20,23... | 6,5 |

* Chevreul, Ann. de Chim. LXXXVIII, 231.

*Margarate de chaux.*

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide margarique.... | 100 | ... | 32,77 |
| Chaux..... | 11,06... | | 3,625 |

*Margarate de plomb.*

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide margarique.... | 100 | ... | 16,63 |
| Protoxide de plomb.. | 83,78... | | 14 |

Le terme moyen de tous ces nombres donne, pour le poids d'un atôme d'acide margarique, 32.86; nous pouvons donc considérer 33 comme approchant de très-près du poids véritable [1].

Lorsqu'on distille l'acide margarique, il en passe une partie qui n'est pas décomposée et une autre partie qui est à l'état d'une substance jaune concrète, d'apparence butireuse, ayant des propriétés différentes de celles de l'acide, et n'étant pas susceptible de se combiner avec la potasse. Il se forme très-peu de gaz, et il reste une très-petite quantité de charbon dans la cornue [2].

Il n'est pas invraisemblable que l'acide margarique est formé de stéarine, quoique cela n'ait pas été prouvé d'une manière satisfaisante. La stéarine donne beaucoup plus d'acide margarique que l'élaïne. Chevreul a examiné les acides margariques d'homme, de mouton, de bœuf, de jaguar et d'oie, et il a trouvé que ces acides avaient à-peu-près les mêmes propriétés que l'acide margarique de graisse de porc; ils ne différaient entr'eux que par leur fusibilité, et cette différence, la plus considérable, n'était que de 5 degrés [3].

---

## SECTION VI.

### *De l'Acide oléïque.*

Préparation. CHEVREUL obtint pour la première fois cet acide d'un savon qu'il forma en faisant digérer de la graisse de porc dans une dissolution de potasse. En mettant ce savon dans une grande quantité d'eau, il s'en déposa une portion sous la forme d'écailles nacrées; c'était du sur-margarate de potasse. Une autre

---

[1] Chevreul, Ann. de Chim. XCIV, 253.
[2] Ann. de Chim. LXXXVIII, 231.
[3] Ann. de Chim. et Phys. II, 357.

portion resta en dissolution dans l'eau. Cette portion était composée d'oléate de potasse, de potasse, et d'une quantité notable de margarate de potasse. Pour en séparer ce dernier aussi complètement que possible, le savon, dissous dans l'eau, fut décomposé par l'acide tartarique. L'acide oléïque ainsi mis en liberté fut converti de nouveau en savon par la potasse, et ce savon rédissous dans l'eau. Il se précipita une nouvelle portion de sur-margarate de potasse. En répétant deux ou trois fois ce procédé, Chevreul se procura l'acide oléïque dans un état satisfaisant de pureté.

L'acide oléïque, lorsqu'il est pur, est un liquide huileux, incolore et insipide; mais le plus ordinairement il a une odeur rance, et il est coloré en jaune ou en brun; de sorte qu'il a l'apparence de quelques espèces d'huiles d'olive. Sa pesanteur spécifique est de 0,899. Quelquefois il reste fluide jusqu'à la température de 2° centigr. au-dessus de zéro; mais dans quelques variétés, il se congèle à 6° centig., ou même à des températures plus élevées. Dans cet état de congélation, il cristallise en aiguilles. Il rougit très-fortement la teinture de tournesol. Propriétés.

L'acide oléïque est insoluble dans l'eau, mais très-soluble dans l'alcool. Ce liquide bouillant, d'une densité de 0,816, s'en charge en toute proportion. Cet acide se combine facilement avec les bases salifiables, et forme ainsi différentes espèces de sels ou *savons*[1], comme devraient s'appeler ces composés. La table qui suit présente la composition de ces savons divers, telle qu'elle résulte des expériences de Chevreul[2].

*Oléate de potasse.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide oléïque..... | 100 ... | 36,18 |
| Potasse..... | 16,58... | 6 |

*Oléate de soude.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide Oléïque..... | 100 ... | 39,56 |
| Soude..... | 10,11... | 4 |

*Oléate de barite.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide oléïque..... | 100 ... | 36,15 |
| Barite..... | 26,97... | 9,75 |

[1] Chevreul, Ann. de Chim. XCIV, 90.

[2] *Ibid.*, p. 263.

*Oléate de strontiane.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide oléïque..... | 100 ... | 33,53 |
| Strontiane..... | 19,38... | 6,5 |

*Oléate de chaux.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide oléïque..... | 100 ... | 37,58 |
| Chaux..... | 9,64... | 3,625 |

*Oléate de magnésie.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide oléïque..... | 100 ... | 33,24 |
| Magnésie..... | 7,52... | 2,5 |

*Oléate de zinc.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide oléïque..... | 100 ... | 34,55 |
| Oxide de zinc..... | 14,83... | 5,125 |

*Oléate de plomb.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide oléïque..... | 100 ... | 12,28 |
| Protoxide de plomb. | 114,81... | 14 |

*Oléate de cuivre.*

| | | |
|---|---|---|
| Acide oléïque..... | 100 ... | 71,78 |
| Peroxide de cuivre.. | 13,93... | 10 |

Le terme moyen de tous les résultats de ces analyses, nous donne 35,94 comme étant le nombre équivalent pour l'acide oléïque. Nous pouvons donc considérer, sans erreur matérielle, son poids véritable comme s'élevant à 36; de manière que cet acide contient probablement quatre atômes de plus de carbone dans sa composition que l'acide margarique.

Chevreul examina l'acide oléïque obtenu par saponification, des graisses d'homme, de mouton, de bœuf, d'oie; et il trouva que leurs propriétés étaient à-peu-près les mêmes que celles de l'acide oléïque de graisse de porc. On peut donc considérer toutes ces variétés de savons, d'acide oléïque, comme identiques dans leur composition *.

---

* Ann. de Chim. et Phys. III, 358.

Par suite de ses recherches sur les corps gras, recherches qui nous ont fait connaître tant de faits nouveaux et d'une si grande importance, Chevreul a vu que les acides margarique et oléïque, tels qu'ils sont décrits dans le texte, sont des acides hydratés ou des hydracides; car en les chauffant doucement avec du protoxide de plomb, ils laissent dégager de l'eau. Il suit de là que la graisse saponifiée, qui est composée d'acide margarique et d'acide oléïque faiblement unis, contient de l'eau ou ses élémens. Bulletin des Sciences, juillet 1817. (*Note du Traducteur.*)

## SECTION VII.

### *De l'Acide cétique.*

Chevreul a donné ce nom à la substance qu'on obtient en saponifiant le spermacéti, et il a jugé convenable de la distinguer par la dénomination de *cétine*. C'est du spermacéti saponifié par la potasse et décomposé par un acide, que s'obtient l'acide cétique.

L'acide cétique est une substance blanche, solide, insipide et inodore. Elle se fond à la température d'environ 45° centigrades; et sous ce rapport, elle s'accorde parfaitement avec la cétine, dont elle est formée. Lorsqu'on laisse l'acide cétique, en état de fusion, se congeler, il ne cristallise pas en lames comme le fait la cétine. Propriétés.

L'acide cétique est insoluble dans l'eau. L'alcool bouillant en dissout plus que son poids; à mesure que la dissolution refroidit, il s'y dépose des cristaux lamelleux, brillans, et la liqueur finit par prendre en totalité la forme solide. Cette dissolution rougit la teinture de tournesol, mais moins fortement que l'acide margarique. La grande solubilité de cette substance dans l'alcool, et son action sur les couleurs bleues végétales, la distinguent de la cétine.

L'acide cétique se combine aisément avec les bases salifiables, et forme avec elles différentes espèces de sels ou savons.

Le savon de cétate de potasse est composé, d'après l'analyse que Chevreul en a faite, de

| | | |
|---|---|---|
| Acide cétique..... | 100 ..... | 72,13 |
| Potasse..... | 8,29..... | 6 |

Suivant cette analyse, le poids d'un atôme d'acide cétique est double de celui d'un atôme d'acide oléïque. Il est plus probable cependant, que le savon examiné était un bicétate de potasse. Dans cette supposition, le poids des acides oléïque et cétique serait le même *.

* Chevreul, Ann. de Chim. XCV, p. 17.

Chevreul ayant soumis l'acide cétique à un nouvel examen, a été conduit aux observations suivantes: 1.° la matière grasse, obtenue de la cétine réduite en masse savoneuse par la potasse, est formée

Huiles vénéneuses.

Outre les huiles volatiles et fixes, il existe assez fréquemment, dans les substances végétales, des huiles d'une autre

---

d'*acide margarique* et d'*acide oléïque* d'une part, et d'autre part d'*un corps gras non acide fusible à 52° cent.* En traitant ces trois corps par la barite, et en les soumettant à l'action de l'alcool légèrement chaud, le dernier de ces corps se dissout à l'exclusion du margarate et de l'oléate de barite; 2.° en faisant bouillir ensemble 11 grammes d'acide margarique, 7 grammes de cétine, 18 grammes de potasse, et 426 grammes d'eau ajoutés en plusieurs fois, on finit par obtenir un liquide, qui est laiteux, à une température au-dessus de 66° cent., et transparent depuis cette température jusqu'à 56°. En se refroidissant, à partir de ce terme, le liquide commence à perdre sa transparence, et il devient par degrés de plus en plus opaque à mesure que le liquide se refroidit davantage; 3.° le sur-margarate de potasse, dissous dans de l'alcool très-déflegmé, ne rougit pas le tournesol, ainsi que cela arrive lorsque ce sur-margarate a été dissous dans de l'alcool d'une densité de 0,914; 4.° la cétine du commerce, traitée par l'alcool bouillant, se résout en une substance cristallisée, fusible à 49° centigr., ou la cétine pure; en huile fluide, tenant en solution un principe colorant jaune et un principe odorant. Chevreul tire plusieurs conséquences remarquables des trois premières observations. *Voyez* son septième Mémoire sur les corps gras, Ann. de Chim. et de Phys., tom. VII, p. 155. *(Note du Traducteur).*

Dans le cours de ses travaux sur les corps gras, Chevreul ayant porté son attention sur l'huile du *delphinus globiceps*, a reconnu que cette huile n'est point acide: qu'abandonnée au froid, elle précipite une substance cristallisée, qui a beaucoup d'analogie avec la cétine. Lorsqu'on traite par la potasse de l'huile qui a été séparée de la plus grande partie de cette substance, on la résout en acides margarique et oléïque, en un corps gras non acide, en principe doux, et en un acide volatil, que Chevreul a appelé acide *delphinique*. Il se manifeste, en outre, deux autres principes odorans, que Chevreul n'a pu obtenir isolés, à cause de leur faible proportion. 100 d'huile donnent 18,74 d'acide delphinique. Le corps non acide, qui se trouve avec les acides margarique et oléïque, provient d'un peu de substance cristallisée, restée dans l'huile. Cette composition rapproche l'huile du *delphinus globiceps* de l'huile du beurre, laquelle est réduite par la potasse en acides margarique et oléïque, en principe doux et en acide butirique, qui a la plus grande analogie avec l'acide delphinique. Ces deux sortes d'huile forment un nouveau genre de corps gras que l'on peut rapprocher des éthers, qui présentent à l'analyse, avec beaucoup de carbone et d'hydrogène, les élémens d'un acide, et qui ne cèdent pas de quantités notables de cet acide aux bases salifiables avec lesquelles on les agite. Chevreul a fait une observation bien importante relativement à la théorie des combinaisons en proportions définies, appliquée à la composition des matières organiques; c'est que les huiles du delphinus et du beurre ne sont pas entièrement formées de ce nouveau genre de corps gras: mais elles contiennent encore une huile fluide, qui lui paraît analogue à l'élaïne de graisse de porc. Cette huile étant unie, en proportion indéfinie, avec les premières huiles, on conçoit comment des huiles de différentes espèces de dauphins,

sorte. Celles-ci tiennent, par leurs propriétés chimiques, le milieu entre les huiles volatiles et les huiles fixes. Comme les huiles volatiles, elles se dissolvent dans l'alcool; mais, ainsi que les huiles fixes, elles ne peuvent passer à la distillation avec ce liquide. Il s'ensuit, que les huiles de cette espèce peuvent s'obtenir en faisant digérer la substance végétale qui les contient, dans l'alcool, et en séparant ensuite ce liquide de l'huile par la distillation. Toutes ces huiles ont une saveur d'une grande âcreté, et elles sont, pour la plupart, vénéneuses. La dissolution alcoolique de quelques-unes d'elles, a la propriété de précipiter le sulfate de fer en une couleur rougeâtre qui passe au vert par son mélange avec une dissolution alcaline. Vauquelin découvrit une huile de cette nature dans la racine de l'helleborus hyemalis*. Il paraît aussi qu'il existe une huile de cette espèce dans le tabac, et dans beaucoup d'autres plantes.

---

## CHAPITRE V.

### *Des Bitumes.*

Les chimistes ont souvent étendu la signification du mot *bitume* à toutes les substances inflammables qu'on rencontre dans le sein de la terre; mais l'emploi de cette dénomination est aujourd'hui tellement limité, qu'on ne l'applique même presque plus au *soufre* et au *mellite*. Il conviendrait de comprendre aussi l'*ambre* dans cette exception, et de ne donner

---

et des huiles de différens beurres, présentent des quantités très-différentes d'acide delphinique et d'acide butirique.

L'acide delphinique, obtenu par Chevreul, à l'état d'hydrate ou d'hydracide, a les propriétés suivantes :

Il ressemble à une huile volatile; il a une odeur aromatique très-forte; il a un goût très acide : sa densité est de 0,941 à 14° cent.

Il est très-soluble dans l'alcool, beaucoup moins dans l'eau.

Traité par l'oxide de plomb à une douce chaleur, 115,4 perdent 15,4 d'eau, et cette eau contient une fois et demie la quantité d'oxigène de l'acide neutralisant dans les bases; car dans 15,4 d'eau, il y a 13,6 d'oxigène, et 100 d'acide delphinique neutralisent 8,88 dans les bases salifiables.

(*Note du Traducteur.*)

* Ann. du Mus. d'Hist. nat. n.° XLIII, 82.

le nom de bitume qu'à ceux des corps fossiles qui ont quelqu'analogie avec les substances huileuses et résineuses. C'est dans ce sens, ainsi restreint, que nous ferons usage de ce terme dans ce présent chapitre.

Division. On peut subdiviser les substances bitumineuses en deux classes; savoir : les *huiles bitumineuses* et les *bitumes* proprement dits. Les substances bitumineuses de la première classe ont à-peu-près les mêmes propriétés que les huiles volatiles, et devraient être, dans une classification rigoureuse, rangées parmi ces corps; mais, comme il n'a pas encore été fait de recherches bien exactes sur les propriétés chimiques des bitumes, cette distinction entre ces substances pourrait paraître prématurée.

Les substances bitumineuses de la seconde classe ont des propriétés qui leur sont particulières. Nous allons essayer de décrire autant qu'il est possible les substances qui appartiennent à chacune de ces deux classes.

---

## SECTION PREMIÈRE.

### *Des Huiles bitumineuses.*

Il n'a été examiné, jusqu'à présent, par les chimistes, que deux espèces d'huiles bitumineuses. On a bien, à-la-vérité, fait mention de plusieurs autres; mais leur existence n'a pas été suffisamment constatée. Ces deux espèces sont le *pétrole* et le *malthe*, *cire de mer*. L'une est liquide et l'autre solide.

Pétrole. 1. Le pétrole est une substance huileuse d'un jaune brunâtre. Il est, dans son état de pureté, fluide comme l'eau, et très-volatil [1]. Sa pesanteur spécifique varie de 0,730 à 0,878 [2]. Il a une odeur particulière. Chauffé, il peut être distillé sans éprouver d'altération. Il s'unit avec l'alcool,

---

[1] Il semble que cette propriété du pétrole lui a été trop légèrement attribuée dans les écrits des chimistes anciens. En distillant un mélange de pétrole bien rectifié, et d'eau, j'ai trouvé que l'eau passait aisément à une chaleur médiocre, et que le pétrole restait en totalité dans la cornue.

[2] Kirwan's Miner. II, 42.

l'éther, les huiles volatiles, les huiles fixes, et paraît avoir tous les caractères propres aux huiles volatiles.

Le pétrole se rencontre, plus ou moins pur, dans le sein et à la surface de la terre, et quelquefois sans aucun mélange de substances étrangères. Dans cet état, on le distingue ordinairement par le nom de *naphte*; et c'est ainsi qu'on le trouve, dit-on, en grandes quantités sur les bords de la mer Caspienne et en Perse. On le rencontre aussi dans plusieurs contrées de l'Europe, et spécialement en Italie et en Allemagne. Lorsqu'il est moins fluide et plus foncé en couleur, il prend le nom de *pétrole*. On suppose que cet épaississement et la couleur foncée, sont dûs à l'action de l'air. Le pétrole donne à la distillation un liquide semblable à la naphte, ou pétrole pur, et il reste dans la cornue une matière bitumineuse de la consistance de la poix ou du goudron. Exposé pendant long-temps à l'air, le pétrole y noircit et acquiert la demi-fluidité du goudron. Il est alors, en presque totalité, insoluble dans l'alcool, et se trouve avoir ainsi passé à l'état d'un vrai bitume.

Dans les pays où le pétrole est abondant, on l'emploie comme huile à brûler. On s'en sert aussi comme dissolvant des corps résineux, ainsi que des bitumes proprement dits, qu'il dissout avec facilité.

2. On a donné le nom de *malthe* ou *cire de mer* (*sea-wax*), à une substance solide qu'on trouve dans le lac Baikal, en Sibérie. Elle est de couleur blanche; elle se fond lorsqu'on la chauffe, et prend, en se refroidissant, la consistance du cérat blanc. Elle se dissout facilement dans l'alcool, et paraît avoir, sous d'autres rapports, les caractères d'une huile volatile concrète. Ses propriétés n'ont été que très-peu examinées. Klaproth trouva qu'on obtenait une substance semblable par la distillation d'une espèce de *charbon de bois*, appelé *charbon de terre*, par les Allemands*. Cire de mer.

La substance décrite par Kirwan, sous le nom de *suif minéral*, et qu'on dit se trouver sur les côtes de la Finlande, dans les lacs en Suède, et dans une fontaine près de Strasbourg, semble se rapprocher de très-près de la malthe. Sa pesanteur spécifique est de 0,770. Cette substance est blanche, cassante; elle tache le papier comme l'huile, se Suif minéral.

* Beitrage. III, 325.

fond lorsqu'elle est chauffée, et brûle avec une flamme bleue, accompagnée de beaucoup de fumée. Elle ne se dissout qu'imparfaitement dans l'alcool chaud, mais avec facilité dans l'huile d'olive [1].

---

## SECTION II.

### *Des Bitumes proprement dits.*

Les substances véritablement bitumineuses, peuvent se distinguer par les propriétés suivantes :

Caractères. 1. Elles sont, ou solides, ou de la consistance du goudron.

2. Leur couleur est ordinairement brune ou noire.

3. Elles ont une odeur particulière qu'on appelle *bitumineuse*, ou au-moins elles l'acquièrent et la manifestent lorsqu'on les frotte.

4. Elles s'électrisent par frottement, quoique non isolées [2].

5. Elles se fondent lorsqu'elles sont chauffées, et brûlent avec une flamme brillante, en répandant une odeur forte, et beaucoup de fumée.

6. Elles sont insolubles dans l'eau et dans l'alcool; mais le plus ordinairement elles se dissolvent dans l'éther, ainsi que dans les huiles fixes et volatiles.

7. Elles ne se dissolvent point dans les alcalis, et ne forment point de savon.

8. Elles sont peu attaquables par les acides. L'acide sulfurique agit à peine sur elles; par une digestion longue et répétée plusieurs fois, l'acide nitrique les dissout et les convertit en une substance jaune, soluble dans l'eau et l'alcool, et semblable au produit qui résulte de l'action de l'acide nitrique sur les résines [3].

On peut réduire à trois le nombre des bitumes actuellement connus, savoir : l'*asphalte*, le *goudron minéral*, et le *caoutchouc minéral*. On a aussi trouvé un bitume uni à

---

[1] Kirwan's Miner. II, 47.
[2] Haüy.
[3] Hatchett.

un composé résineux, dans une substance curieuse, à laquelle Hatchett, qui en fit le premier l'examen, donna le nom de *retinasphalte*. Les bitumes forment, par leur union avec le charbon, dans des proportions diverses, ces nombreuses variétés de *charbon de terre*, dont l'emploi, comme combustible, est si général en Angleterre.

1. On trouve l'asphalte en grandes quantités, dans différentes contrées, principalement dans l'île de la Trinité, sur les bords de la Mer-Morte, et en Albanie, où il en existe des couches d'une grande profondeur. On suppose que ce bitume était originairement liquide, et qu'il acquit de la solidité par son exposition à l'air. Asphalte.

Il est de couleur noire, avec une teinte brune, rouge ou grise. Sa pesanteur spécifique varie; celle de l'asphalte d'Albanie est, ainsi que s'en assura Klaproth, de 1,205 [1]. Mais les échantillons qu'il essaya étaient un peu altérés par de la terre. Kirwan, qui en examina de plus purs, trouva que cette pesanteur était de 1,07 à 1,165 [2]. Klaproth a publié dernièrement une analyse de l'asphalte d'Albanie.

Il reconnut que ce bitume est également insoluble dans les acides et les alcalis, de même aussi que dans l'eau et l'alcool; mais que les huiles, le pétrole, et l'éther sulfurique le dissolvent. La dissolution à froid, d'une partie d'asphalte dans cinq parties de pétrole rectifié, produit une liqueur de couleur brune noirâtre, qui, évaporée avec ménagement, abandonne l'asphalte à l'état d'un vernis brun noir, luisant. La dissolution de l'asphalte dans l'éther, était de couleur rouge brun pâle; et par l'évaporation, ce bitume en était séparé sous la forme d'une substance demi-fluide, de couleur rougeâtre, encore insoluble dans l'alcool. Propriétés.

100 grammes d'asphalte d'Albanie, distillés dans une cornue à un feu poussé par degrés jusqu'au rouge, donnèrent pour produits : Action de la chaleur.

| | |
|---|---|
| Gaz hydrogène carboné | 16 gram. |
| Huile fluide d'un brun clair | 32 |
| Eau légèrement imprégnée d'ammoniaque | 6 |
| Charbon | 30 |
| Cendres | 16 |
| | 100 |

[1] Beitrage. III, 315.
[2] Minéral. II, 46.

Ces cendres consistaient principalement en silice, et en alumine, avec un peu de fer, de chaux et de magnésie [1].

Usages. On suppose que l'asphalte d'Albanie était le principal ingrédient du *feu grégeois*. Les Egyptiens s'en servaient, dit-on, pour embaumer les corps, et ils lui avaient, en conséquence, donné le nom de *momie minérale* [2]. Nous voyons, dans les écrits des anciens, que ce bitume fut employé comme mortier dans la construction des murailles de Babylone.

2. L'asphalte est rarement dans un état de pureté parfaite; car en le mettant en digestion avec de l'alcool, ce liquide se colore en jaune; et en le faisant évaporer doucement, il s'en sépare une portion de pétrole [3]. Le *goudron minéral* semble n'être autre chose que l'asphalte, avec une proportion encore plus grande de pétrole. En faisant digérer de l'alcool sur cette substance, ce liquide se charge d'une quantité considérable d'huile de pétrole; mais il reste une substance fluide noire, semblable à de la poix fondue, sur laquelle l'alcool n'a point d'action, et qui présente, en conséquence, les caractères de l'asphalte, à l'exception cependant qu'elle n'est pas solide [4]; mais on assure qu'elle le devient insensiblement par son exposition à l'air, et qu'elle passe ainsi à l'état d'asphalte.

Goudron mineral.

Caoutchouc minéral. 3. Le caoutchouc minéral est cette substance singulière, qu'on n'a encore rencontrée jusqu'à présent que dans le comté de Derby, en Angleterre. Elle est molle et très-élastique, comme le *caoutchouc ordinaire*, ou *frottoir indien*; elle peut, ainsi que cette dernière substance, être employée pour effacer les traces de crayon sur le papier; mais elle le salit un peu. Sa couleur est d'un brun foncé, quelquefois avec une nuance de vert, et d'autres fois de rouge. Le docteur Lister publia le premier un mémoire sur cette substance,

---

[1] Klaproth's Beitrage. III, 316.

[2] Wattson's Chem. Essays. III, 4.

[3] Hatchett's Observations on the change of some of the principles of vegetables into bitumen. Phil. Trans 1804.

[4] Les chimistes, ainsi que les minéralogistes, ont fait du goudron minéral une variété du pétrole. Cet arrangement serait convenable, s'il était vrai que le pétrole *pur* est insoluble dans l'alcool; mais je soupçonne que c'est une erreur. Je n'ai pas été à même d'essayer la *naphte*; mais le pétrole le plus pur que j'aie pu me procurer, cède facilement à l'action de l'alcool, à moins qu'il ne soit resté exposé à l'air.

dans les Transactions philosophiques pour 1673[1]. On la trouva dans une ancienne mine abandonnée du comté de Derby. Il l'appela fongus souterrain, et il est incertain s'il est de nature végétale ou minérale ; mais il penche pour la première opinion, et il conçoit que ce corps peut avoir été le produit des anciens étais de bouleau, dont on fit usage dans la mine. Hatchett donna le premier une description exacte du caoutchouc minéral, dont les propriétés furent aussi examinées pour la première fois par Delamétherie ; et Klaproth en a publié une analyse.

Suivant Klaproth, cette substance résiste à l'action de presque tous les menstrues liquides ; elle n'est affectée ni par l'alcool, ni par les alcalis, ni par l'acide nitrique. Il trouva même qu'elle n'était pas plus attaquable par les huiles, quoique Delamétherie assure en avoir obtenu une dissolution dans l'huile d'olive[2]. Ce qui réussit le mieux à cet égard, à Klaproth, ce fut le pétrole : il se colorait en un jaune clair avec le caoutchouc, et le rendait transparent[3]. En chauffant cette substance, elle se fond, s'allume, et brûle avec une flamme brillante accompagnée d'odeur bitumineuse. La masse fondue conserve encore de la ténacité, et peut être tirée en fils. Elle est alors soluble dans les huiles[4]. Propriétés.

La distillation, dans une cornue, de 100 grammes de cette substance, à un feu graduellement amené à la chaleur rouge, donne pour produits : Action de la chaleur.

| | Gram. |
|---|---|
| En gaz hydrogène carboné et en gaz acide carbonique... | 13,75 |
| Huile brune bitumineuse.... | 73,00 |
| Eau légèrement acidulée..... | 1,50 |
| Charbon..... | 6,25 |
| Cendres..... | 5,50 |
| | 100,00 |

Les cendres sont de la chaux et de la silice avec un peu de fer, de sulfate de chaux, et d'alumine[5].

---

[1] Vol. VIII.
[2] Journ. de Phys. XXXI, 312.
[3] Beitrage. III, 109.
[4] Klaproth, *ibid.*
[5] *Ibid.* p. 110.

Hatchett attribue l'élasticité de cette substance à de l'air renfermé dans ses pores.

Retinasphalte. 4. Le retinasphalte de Hatchett, est une substance qui ne s'est encore trouvée que dans le *charbon* de *Bovey*, dans le comté de Dévon, en Angleterre[1]. C'est le docteur Milles qui le premier en fit mention; mais tout ce que nous connaissons de ses propriétés chimiques, est le résultat des recherches de Hatchett sur cette substance.

Elle est d'un jaune d'ocre pâle, très-fragile, et d'une cassure vitreuse. Sa pesanteur spécifique est de 1,135. Lorsqu'elle a été tenue pendant quelque temps dans la main, elle exhale une odeur légèrement résineuse; chauffée, elle se fond en répandant beaucoup de fumée, et brûle avec une flamme vive, accompagnée d'une odeur très-agréable d'abord, mais qui finit par devenir bitumineuse. La masse fondue étant refroidie est noire, fragile, et à cassure vitreuse.

L'eau n'agit point sur cette substance; mais l'alcool la dissout en partie, ainsi que la potasse et l'acide nitrique. La portion dissoute a les caractères d'une résine, et celle qui ne l'est pas a les propriétés de l'asphalte. Hatchett la trouva, par l'analyse, composée de [2]

| | |
|---|---|
| 55 | Résine. |
| 41 | Asphalte. |
| 3 | Terres. |
| 99 | |

Charbon de terre de trois sortes. 5. Le charbon de terre est une des plus utiles de toutes les productions minérales. Les minéralogistes en ont établi diverses espèces, qu'ils distinguent par leurs apparences extérieures, et par la nature des couches où cette substance se trouve. Mais, en la considérant sous le rapport chimique, ses variétés les plus importantes peuvent être rangées dans les trois séries suivantes.

1. Houille brune. 1. Cette première série comprendra tous les charbons qui contiennent encore plusieurs *principes végétaux*, strictement ainsi appelés, et qui conservent par là des traces évi-

[1] A moins que la substance trouvée près de Halle, et analysée par Bucholz, ne soit la même. Schweigger's Jour. I, 290.

[2] Hatchett's on the change of some of the principles of vegetables to bitumen. Phil. Trans. 1804.

dentes de leur origine. A cette série appartient le plus grand nombre des variétés de houille, que Werner désigne sous le titre de *houille brune*. Hatchett a fait voir que dans quelques-unes des substances comprises dans cette classe, il se trouve une portion d'*extractif végétal*; et dans quelques autres, telles que la houille de Bovey, une portion *de résine*, outre le charbon et le bitume qui les constituent en plus grande partie. Klaproth obtint, au moyen de l'alcool, d'une autre espèce de houille brune, une teinture d'un rouge brun, qui étant évaporée, donnait pour résidu un *extrait* rougeâtre amer, soluble en partie dans l'eau[1].

2. Cette seconde série des houilles se compose de celles qui ne présentent aucunes traces de *principes végétaux* non altérés, mais dans lesquelles le charbon et le bitume se trouvent en diverses proportions, et comme ceux de la première série, salis par un mélange de matière terreuse. C'est à cette série qu'appartiennent les variétés indiquées par Werner sous la dénomination de *houille noire*, variétés si abondamment répandues en Angleterre. Kirwan nous a donné une analyse très-ingénieuse de plusieurs échantillons, fondée sur la propriété qu'a le nitrate de potasse de détoner avec le charbon, et de ne pas produire le même effet avec le bitume. En projetant de la houille, en petits morceaux, dans une quantité connue de nitrate de potasse en fusion, il obtenait une déflagration, et jugeait par la quantité de nitrate de potasse ainsi décomposé, de la proportion de charbon contenu dans la houille essayée[2]. 2. Houille noire.

3. Les houilles de cette troisième série ne contiennent aucunes traces, ni de principes végétaux conservés, ni de bitume; mais elles semblent consister entièrement en charbon de bois sali par quelque matière terreuse. C'est à cette série que se rapportent les différentes variétés que Werner désigne par la dénomination de *houille chatoyante*. Cette espèce de houille est moins commune que les précédentes; elle est remarquable par son éclat métallique, et par sa lenteur à se consumer. On en a analysé beaucoup d'échantillons: voici quelques-uns des résultats obtenus. Le premier est celui de 3. Houille chatoyante.

---

[1] Beitrage. III, 322.

[2] Kirwans's Miner. II, 514.

l'analyse de Kirwan (mineralogy, II, 528); les autres ont été publiés par Hericard de Thury [1].

| 100 parties. | Charbon. | Terre. |
|---|---|---|
| Houille de Kilkenny. . . . | 97,30. . . . | 3,70 |
| Anthracite. . . . . | 90,00. . . . | 10,00 |
| *Idem*. . . . . | 72,00. . . . | 20,00 |
| *Idem*. . . . . | 97,25. . . . | 2,75 |
| Houille de Notre-Dame-de-Vaux. . . . . | 78,50. . . . | 20,00 |

Produits de la houille.

Les produits de la distillation de la houille varient, selon celle des trois classes, que nous venons d'examiner, à laquelle appartient le minéral. Les houilles de la troisième classe ne donnent aucun produit volatil quelconque; celles de la seconde classe donnent en abondance du gaz hydrogène carboné; une huile bitumineuse, d'abord fluide, et ensuite en consistance de goudron; et de l'eau imprégnée d'ammoniaque. Le résidu de la distillation est le *coak*, espèce de charbon dont on se sert avec grand avantage en Angleterre dans plusieurs manufactures. Il brûle pendant long-temps et également, en produisant beaucoup de chaleur. Lord Dundonald a appliqué l'usage de l'huile obtenue par la distillation de ces houilles à beaucoup d'objets de *vernis*. On retire par le même moyen des houilles de la première classe, du gaz hydrogène carboné, une huile bitumineuse et de l'eau, ou légèrement imprégnée d'ammoniaque, ou contenant de l'acide acétique, ainsi que s'en sont assuré Klaproth et Hatchett par les résultats de leurs expériences [2].

---

[1] Gehlen's Jour. V, 323.

[2] Il existe un mémoire très-intéressant de Proust, sur le charbon de terre, publié dans le Journ. de Phys., vol. LXIII, p. 320. Il contient un grand nombre d'expériences importantes. Mais je n'ai pu hasarder à en faire usage, parce qu'il ne m'était pas possible de déterminer l'espèce du charbon dont il se servait dans ses analyses.

# DEUXIÈME DIVISION.

## DES COMPOSÉS SECONDAIRES.

On a donné le nom de *composé secondaire* à un corps composé de deux ou d'un plus grand nombre de composés primaires unis ensemble. Les composés secondaires, autant qu'ils nous sont jusqu'à présent connus, consistent principalement dans les bases salifiables unies à certains oxides de composés combustibles, et avec tous les acides. J'ai pensé qu'il était plus convenable de faire connaître les combinaisons des bases salifiables avec les acides de chlore, d'iode, de fluor et de cyanogène, en traitant de ces acides eux-mêmes dans la précédente *division*. Ainsi donc tous les composés secondaires dont il nous reste à parler dans celle-ci, peuvent être rangés sous les quatre titres suivans, savoir :

1. Hydrates.
2. Sels.
3. Hydro-sulfates.
4. Savons.

Nous allons nous occuper de chacune de ces classes de corps dans les quatre chapitres ci-après.

## CHAPITRE PREMIER.

### *Des Hydrates.*

On entend désigner, en se servant du mot *hydrate*, une combinaison chimique d'un corps avec l'eau. Proust est le premier qui ait employé ce terme pour distinguer certaines combinaisons d'un oxide métallique et d'eau ; combinaisons dont il fit voir que les propriétés étaient très-différentes de celles des oxides à l'état de pureté. Davy, Darcet, Berard et spécialement Dalton, déterminèrent, depuis, la composition d'une variété d'hydrates. Celle d'un grand nombre d'hydrates salins fut établie plus récemment, avec une grande précision,

Loi de Berzelius. par Berzelius, qui a essayé de généraliser le sujet. Suivant lui, dans tout hydrate salin, la quantité de l'oxigène contenu dans l'eau est toujours un multiple de la quantité de l'oxigène qui existe dans la base du sel. Ainsi le *vitriol vert* ou le *protosulfate de fer* en cristaux est composé de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide sulfurique. . | 28,97 | | |
| Protoxide de fer. . | 26,08 | contenant oxigène. | 5,84 |
| Eau. . . . . | 46,00 | contenant oxigène. | 40,89 |

Or, $5,84 \times 7 = 40,88$, quantité qui est précisément celle de l'oxigène contenu dans l'eau. Cette loi, annoncée par Berzelius, se trouve assez généralement établie, quoiqu'elle n'ait pas l'importance qu'il y a attachée. Elle doit toujours avoir lieu, lorsque la base salifiable est un protoxide. Ainsi, dans le cas présent, le protosulfate de fer est formé de

1 Atôme acide sulfurique,
1 Atôme de protoxide de fer,
7 Atômes d'eau.

Le protoxide de fer contient 1 atôme d'oxigène; et dans l'eau, il y en a 7 atômes. Or, il est évident que 7 est un multiple de 1; et quel qu'eût été le nombre des atômes d'eau existans dans le sel, l'oxigène, dans ces atômes, aurait toujours été un multiple de l'oxigène dans le protoxide de fer. Si la base salifiable est un deutoxide ou un tritoxide, la loi peut se suivre dans certains cas, mais assurément elle n'a pas lieu dans tous.

Comme j'ai déjà décrit les différens hydrates connus, en traitant des diverses substances qui ont la propriété de se combiner avec l'eau, je ne crois pas devoir en parler ici de nouveau; mais j'y placerai la table qui suit, présentant la composition des hydrates respectifs, autant qu'il a été fait jusqu'à présent de recherches sur ce sujet.

Table des hydrates.

| | Atômes de base. | Atômes d'eau. | Poids de base. | Poids d'eau. |
|---|---|---|---|---|
| Hydrate de potasse..... | 1 | 1 | 100 | 18,75 |
| Hydrate de soude ..... | 1 | 1 | 100 | 28,10 |
| Hydrate de chaux ..... | 1 | 1 | 100 | 31,03 |
| Protohydrate de barite..... | 1 | 1 | 100 | 11,53 |
| Pentéhydrate de barite..... | 1 | 5 | 100 | 57,69 |
| Eikostahydrate de barite..... | 1 | 20 | 100 | 230,76 |
| Hydrate de strontiane ..... | 1 | 1 | 100 | 17,3 |
| Dodécahydrate de strontiane.. | 1 | 12 | 100 | 207,69 |
| Hydrate de magnésie..... | 1 | 1 | 100 | 45 |
| Wavellite..... | 2 | 1 | 100 | 26,47 |
| Deutohydrate d'alumine..... | 1 | 2 | 100 | 105,88 |
| Perhydrate de cuivre..... | 1 | 1 | 100 | 11,25 |
| Hydrate d'étain..... | 1 | 2 | 100 | 24 |
| Hydrate d'acide borique..... | 1 | 2 | 100 | 78,26 |
| Hydrate d'acide phosphoreux. | 1 | 1 | 100 | 32 |
| Protohydrate d'acide sulfuriq. | 1 | 1 | 100 | 22,5 |
| Deutohydrate d'acide sulfuriq. | 1 | 2 | 100 | 45 |
| Tritohydrate d'acide sulfuriq. | 1 | 3 | 100 | 67,5 |
| Decahydrate d'acide sulfuriq.. | 1 | 10 | 100 | 225 |
| Protohydrate d'acide nitrique. | 1 | 1 | 100 | 13,23 |
| Deutohydrate d'acide nitrique. | 1 | 2 | 100 | 26,46 |
| Tritohydrate d'acide nitrique. | 1 | 3 | 100 | 39,69 |
| Tetrahydrate d'acide nitrique. | 1 | 4 | 100 | 52,92 |
| Pentahydrate d'acide nitrique. | 1 | 5 | 100 | 66,15 |
| Protohydrate d'acide acétique. | 1 | 1 | 100 | 14,5 |
| Deutohydrate d'acide acétique. | 1 | 2 | 100 | 29,0 |
| Tritohydrate d'acide acétique. | 1 | 3 | 100 | 43,5 |
| Acide oxalique cristallisé..... | 1 | 4 | 100 | 99,84 |
| Acide tartarique cristallisé... | 1 | 1 | 100 | 13,43 |
| Acide citrique cristallisé..... | 1 | 2 | 100 | 30,5 |
| Octahydrate d'acide hydrochl. | 1 | 8 | 100 | 194,59 |

## CHAPITRE II.

### *Des Sels.*

L'APPLICATION du mot sel fut originairement restreinte au *sel commun*, substance qui a été connue et d'un usage habituel dès les premiers âges. Les chimistes l'employèrent Définition

depuis dans une acception tellement générale et étendue, que tout corps sapide, facilement fusible, soluble dans l'eau, et non combustible, a été appelé *sel*.

Les plus anciens chimistes considérèrent les sels comme une classe de corps intermédiaires, entre les terres et l'eau. Il s'éleva de grandes discussions sur l'objet de déterminer quels corps devaient être compris dans cette classe, et ceux qu'il convenait d'en exclure. On se trouva d'accord pour y ranger les acides et les alcalis; mais la difficulté restait relativement aux terres et aux métaux : car plusieurs des terres possèdent toutes les propriétés attribuées aux sels, et les métaux sont susceptibles d'entrer dans des combinaisons qui ont des propriétés salines.

Néanmoins, dans la suite des temps, le terme *sel* fut exclusivement restreint à la désignation de trois classes de corps; les *acides*, les *alcalis* et les *composés* que forment les acides avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques. Les sels des deux premières de ces classes furent particulièrement distingués par la dénomination de *sels simples;* et ceux de la troisième furent appelés *sels composés* ou *neutres*. Cette dernière dénomination dérivait originairement de l'opinion où furent pendant long-temps les chimistes, que les acides et les alcalis, dont les sels de cette espèce sont composés, étaient d'une nature contraire, et que leurs actions se contrebalançaient entre elles; de manière que les composés qui en résultaient, n'avaient plus, ni les propriétés des acides, ni celles des alcalis, mais des propriétés intermédiaires entre celles de ces deux espèces de corps.

L'application du mot *sel* a été, depuis, plus restreinte encore par les chimistes, qui ont tacitement et tout-à-fait exclus les acides et les alcalis de la classe des sels. Ce nom ne se donne plus à présent qu'aux composés formés par la combinaison des acides avec les alcalis, les terres et les oxides métalliques *.

Aucune autre partie de la chimie n'a été cultivée avec plus de zèle et d'attention que celle des sels, et spécialement

---

* On confond souvent ensemble les termes *sel* et *sel neutre*. Nous réservons, dans cet ouvrage, l'épithète *neutre*, à ceux des sels seulement dans la composition desquels il n'y a excès, ni d'acide, ni de base.

dans ces 50 dernières années. Pendant ce temps, le nombre des substances salines s'est considérablement accru, et les propriétés de beaucoup d'entre elles ont été déterminées avec précision. On est cependant bien loin encore d'avoir complété l'examen de cette classe de corps, si importante et si variée.

Nombre des sels.

Les chimistes sont convenus de faire dériver la dénomination des sels, des acides qu'ils contiennent, et d'appeler *base* du sel, la terre, l'alcali ou l'oxide métallique combiné avec cet acide. Ainsi le sel commun étant un composé d'acide hydrochlorique et de soude, on le nomme un *hydrochlorate*, et la soude s'appelle la base de ce sel. Or, depuis que le nombre des acides est de 52, et celui des bases de 30, au-moins, il paraîtrait, au premier aperçu, qu'il y a 1560 sels; mais il est plusieurs acides qui peuvent se combiner avec deux bases à-la-fois, comme c'est le cas avec l'acide tartarique qui s'unit en même-temps à la potasse et à la soude. De semblables combinaisons, qu'on appelle *sels triples*, augmentent considérablement le nombre des sels. Quelques sels aussi sont susceptibles de prendre une dose additionnelle de leur acide, comme d'autres le sont de se combiner avec une nouvelle quantité de leur base. Les chimistes français désignent la première sorte de combinaisons, en ajoutant, au nom ordinaire du sel, l'expression avec *excès d'acide*, ou en le faisant précéder du terme *acidule*. Ils expriment la seconde sorte de combinaisons, en indiquant que le sel y est avec *excès de base*. Cette méthode a le mérite de la précision; mais elle a le défaut d'être trop longue. Celle proposée par le docteur Pearson, également exacte, paraît beaucoup plus convenable sous tous les rapports *.

Sels triples.

Sur-sels et sous-sels.

Cette méthode consiste à faire précéder le nom ordinaire du sel de la préposition *sur*, comme indication d'un excès d'acide, et de la préposition *sous*, comme annonçant un excès de base. Ainsi la dénomination de *sulfate de potasse*, qui nous présente le sel dans son état de neutralisation parfaite sans aucun excès, ni d'acide sulfurique ni de potasse, deviendrait celle de *sur-sulfate de potasse* pour le même sel avec excès d'acide, et de *sous-sulfate de potasse* pour ce

* Pearson's Translation on the Chemical Nomenclature, p. 52.

même sel avec excès de base *. Ces trois sortes différentes de sels doivent encore augmenter très-considérablement le nombre des composés salins, et quoique ce nombre ne soit pas bien exactement connu, parce qu'il en reste encore beaucoup qui n'ont pas été examinés par les chimistes, il est cependant probable qu'il n'est pas au-dessous de 2,000. Quelle idée ne peut-on pas se faire de notre avancement rapide dans cette branche de la chimie, si on se rappelle qu'il y a 50 ans, il n'y avait pas plus de 30 sels qui fussent bien connus?

De ces 2000 sels cependant, il en est beaucoup qu'on peut considérer comme étant encore inconnus, parce qu'on s'est borné jusqu'ici à les former sans les avoir examinés. Parmi ceux connus, il en est un très-grand nombre, dont on n'a encore fait aucun usage, et qui, par conséquent, ne comportent pas une description particulière.

Nomenclature. Les différens genres des sels se désignant par les noms de leurs acides, il est évident qu'il doit y en avoir autant que d'acides. Les terminaisons des noms de ces genres varient selon la nature de l'acide qui les constitue. Elles sont en *ate*, pour les genres de sels dont les acides contiennent l'oxigène au *maximum*, et en *ite*, pour ceux dont l'acide n'est pas saturé de ce principe. Ainsi les sels qui contiennent l'acide sulfurique s'appellent *sulfates*, et on nomme *sulfites* ceux qui ont l'acide sulfureux pour acide. Cette distinction est de quelqu'importance, parce que les sels diffèrent beaucoup dans leurs propriétés, selon que leur acide est, ou non, saturé d'oxigène. Les sels en *ites* sont rarement permanens; exposés à l'air, ils en absorbent ordinairement l'oxigène, et se convertissent ainsi en sels *ates*.

On distingue chaque espèce particulière de sel, en ajoutant à sa dénomination de genre le nom de sa base. Ainsi le sel composé d'acide sulfurique et de soude, s'appelle *sulfate de soude*. On désigne les sels triples en faisant suivre leur nom de genre de ceux de l'une et de l'autre de leurs deux bases, réunis par des tirets. Ainsi le sel composé d'acide tartarique, de potasse et de soude, se nomme *tartrate de*

---

* Dans la plupart des cas, l'acide dans le sur-sel est juste le double de l'acide dans le sel neutre. Il est donc plus convenable de l'indiquer, en le faisant précéder de la syllable *bi*; ainsi le *sulfate de potasse* est le sel neutre; *bi-sulfate de potasse* est ce qu'on appelle ordinairement *sur-sulfate* ou *sulfate acidule*.

*potasse et de soude.* Quelquefois aussi les sels triples s'indiquent en plaçant devant leur nom générique celui de l'une des bases, l'acide faisant fonction d'adjectif; ainsi, par exemple, la *soude hydrochloratée de rhodium* est un sel triple composé d'acide hydrochlorique, de soude, et d'oxide de rhodium. Par fois le nom de la base qui précède celui du genre est un peu altéré, comme *sulfate ammonio de magnésie* (*sulfate de magnésie et d'ammoniaque*), *sulfate ferrugineux de zinc* (*sulfate de zinc et de fer*). Ce mode de dénomination des sels triples est plus simple; mais il n'est pas toujours facile de l'employer.

Jusqu'à l'époque du perfectionnement introduit dans la nomenclature chimique, par Morveau, en 1781, les chimistes étaient dans l'usage de rapporter les genres des sels aux bases, et d'en distinguer les espèces par les acides. Ce savant changea totalement la méthode en faisant dériver des acides les nouveaux termes génériques des sels. Lavoisier, Berthollet et Fourcroy, qui avaient donné leur assentiment à ces ingénieuses corrections de Morveau, se réunirent à lui en 1787, pour fonder de concert une nouvelle nomenclature chimique, qui est aujourd'hui universellement adoptée. Mais après avoir considéré ce sujet avec la plus grande attention, je pense que le mode de classement des sels, d'après les bases, présente beaucoup d'avantages, et ces avantages sont tels, qu'ils me déterminent à l'adopter dans cet ouvrage. Je diviserai donc ce chapitre en 32 sections, dont chacune aura pour objet les sels formés par la combinaison de chaque base acidifiable avec les différens acides. Classification.

---

## SECTION PREMIÈRE.

### *Sels d'Ammoniaque.*

1. Les sels d'ammoniaque sont, avec un très-petit nombre d'exceptions, tous solubles dans l'eau. Propriétés.

2. Lorsqu'on mèle de la potasse ou de la chaux vive, avec un sel ammoniacal, il s'exhale une odeur d'ammoniaque.

3. Si à un sel ammoniacal, dissous dans l'eau, on ajoute un peu d'un sel contenant de la magnésie, et qu'on verse

ensuite dans la dissolution du phosphate de soude, il se produit un précipité blanc abondant.

4. Lorsqu'on chauffe un sel ammoniacal, il se dissipe complètement en vapeurs, à moins que l'acide n'ait un métal fixe pour base; dans ce cas, l'acide métallique reste seul.

5. Les sels ammoniacaux ne sont point précipités par l'infusion de noix de galle, non plus que par le ferrocyanate de potasse.

6. Lorsqu'on verse une dissolution de platine dans un sel d'ammoniaque, il se produit un précipité orangé.

Les différentes espèces de ce genre de sels, qui a été examiné avec le plus grand soin, sont celles qui suivent :

Nitrate d'ammoniaque

ESPÈCE 1. *Nitrate d'ammoniaque.* Ce sel, connu depuis long-temps, et désigné autrefois sous les dénominations de *nitrum semi volatile*, et *nitrum flammans*, fut examiné par Berthollet dans le cours de ses expériences sur la composition de l'acide nitrique. Les recherches de Davy ont considérablement ajouté depuis à nos connaissances sur sa constitution et sa décomposition [1]. On peut l'obtenir en faisant dissoudre du carbonate d'ammoniaque dans de l'acide nitrique étendu, et en évaporant ensuite la dissolution jusqu'à ce qu'elle cristallise.

Propriétés.

Le nitrate d'ammoniaque affecte des formes très-variées, selon la température à laquelle sa dissolution est évaporée. A une chaleur médiocre de 21 à 38° centigrades, par exemple, et par un refroidissement lent, il cristallise en prismes à six pans, terminés par des pyramides hexaèdres allongées. Lorsque la dissolution a été évaporée à une température poussée jusqu'à 100° centig., les cristaux sont cannelés, et d'une texture fibreuse, ou bien, ils sont formés de longs filets, mous et élastiques. Lorsque ce sel est desséché à une chaleur d'environ 150° centigrades, il est sous la forme d'une masse blanche compacte. Ces différences sont dues aux proportions diverses d'eau de cristallisation que le sel contient.

Le nitrate d'ammoniaque a une saveur très-âcre, amère et désagréable. Sa pesanteur spécifique est de 1,5785 [2]. A la

---

[1] Davy's Researches, p. 71.
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

température de 16° centigrades, il se dissout dans deux parties d'eau; ce liquide bouillant en prend le double de son poids[1]. Il faut observer, cependant, que ce degré de solubilité varie suivant la proportion d'eau de cristallisation contenue dans le sel. Exposé à l'air, il en attire promptement l'humidité et y devient déliquescent.

Lorsque le nitrate d'ammoniaque, à l'état fibreux ou en cristaux prismatiques, est soumis à l'action de la chaleur, il se liquéfie à une température inférieure à celle de 150° centig. A celle de 182 à 205, il entre en ébullition sans éprouver aucun changement dans sa nature; mais lorsque cette chaleur est poussée à 240°, ou un peu plus, le sel est décomposé par degrés sans perdre son eau de cristallisation. D'un autre côté, lorsque le nitrate est à l'état compacte, il n'éprouve que peu ou point d'altération jusqu'à la température de 127° centig.: de celles de 135 à 150°, il se sublime lentement, sans décomposition et sans se liquéfier. A 160° il se fond et, en même temps, il est en partie décomposé, et en partie sublimé[2].

Lorsque le nitrate d'ammoniaque est décomposé à une température qui n'excède pas 260° centig., il est converti en totalité en protoxide d'azote et en eau. Il paraît, d'après les expériences de Davy, que ces deux produits sont à-peu-près dans les proportions de 4 parties du protoxide et de 3 parties d'eau[3]. Lorsque ce nitrate est chauffé au-delà de 316° centig., il fait explosion. Il est totalement décomposé et transformé en acide nitreux, en deutoxide d'azote, en eau et en gaz azote. C'est à raison de ce phénomène, observé dès longtemps, que les anciens chimistes désignèrent ce sel par la dénomination de *nitrum flammans*. Berthollet reconnut le premier la nature de la décomposition qui a été examinée plus récemment par Davy.

La table qui suit présente les proportions des parties constituantes de ce sel, telles qu'elles ont été établies par les chimistes qui en ont fait jusqu'à présent la recherche. Composition.

---

[1] Fourcroy.
[2] Davy, p. 85.
[3] *Ibid.* p. 105.

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide... | 57 [1] | 64,5 [2] | 69,5 [3] | 72,5 [3] | 74,5 [3] | 76,06 [4] |
| Base.... | 23 | 32,1 | 18,4 | 19,3 | 19,8 | 23,94 |
| Eau.... | 20 | 3,4 | 12,1 | 8,2 | 5,7 | ..... |
| | 100 | 100,0 | 100,0 | 100,0 | 100,0 | 100,00 |

Esp. 2. *Nitrite d'ammoniaque.* Ce sel n'a point encore été examiné.

3. Carbonate. Esp. 3. *Carbonate d'ammoniaque.* Ce sel, connu depuis long-temps, s'obtient souvent par la distillation de substances animales; mais la meilleure manière de le préparer, pour les opérations chimiques, consiste à l'extraire de l'hydrochlorate d'ammoniaque par le moyen du carbonate de chaux. En chauffant convenablement dans une cornue de grès un mélange de deux parties de craie et d'une partie d'hydrochlorate d'ammoniaque, desséchés l'un et l'autre aussi complétement que possible, le carbonate d'ammoniaque se sublime, et on l'obtient à l'état d'une masse blanche cristallisée. Il y a deux sous-espèces de ce sel, le carbonate et le bicarbonate.

Sous-Esp. 1. *Carbonate.* Ce sel peut s'obtenir en cristaux; mais ils sont si petits, et tellement irréguliers, qu'il est difficile d'en déterminer la forme. Suivant Bergman, on peut avoir ces cristaux en octaèdres, dont pour la plupart d'entr'eux, leurs deux sommets opposés sont tronqués [5]. Ce sel a la saveur et l'odeur de l'ammoniaque pure, quoique beaucoup plus faiblement. Ainsi que tous les autres carbonates alcalins, il verdit les couleurs bleues végétales précisément comme le font les alcalis purs. Sa pesanteur spécifique est de 0,966 [6]; il se dissout dans moins de deux fois son poids d'eau froide, et dans son poids d'eau chaude. On ne peut pas se servir d'eau bouillante pour cette dissolution, parce qu'à cette température, le carbonate est volatilisé. Lorsqu'il est chauffé, il s'évapore très-promptement.

Cette sous-espèce, dans son état parfait, est composée de

---

[1] Kirwan, Nicolson's Jour. III, 215.
[2] Wenzel, p. 38.
[3] Davy's Researches, p. 71. Dans la première de ces analyses, le sel était prismatique; dans la seconde, il se trouvait à l'état fibreux; et à celui compacte dans la troisième.
[4] Composition d'après la théorie.
[5] Bergman. I, 21.
[6] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

1 atôme acide carbonique et 1 atôme ammoniaque, ou, en poids, de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide carbonique.. | 2,75 .. | 56,41.. | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125.. | 43,59.. | 77,27 |
| | | 100,00 | |

Mais plus ce sel est gardé long-temps, plus grande est sa proportion d'acide carbonique, et plus sa proportion d'ammoniaque devient moindre, parce que l'alcali s'en sépare peu-à-peu en se dégageant dans l'atmosphère. J'en ai trouvé dans le commerce, à Londres, dont la composition était, savoir :

| | | |
|---|---|---|
| Acide carbonique.. | 55,70.... | 100 |
| Ammoniaque..... | 26,17.... | 46,98 |
| Eau..... | 18,13 | |
| | 100,00 | |

De sorte qu'il avait perdu les deux cinquièmes de son ammoniaque.

Sous-Esp. 2. *Bicarbonate.* On peut se procurer ce sel, en exposant à l'air le carbonate d'ammoniaque ordinaire, réduit en poudre, ou, en faisant passer un courant de gaz acide carbonique dans une dissolution de ce sel dans l'eau. Il cristallise en prismes à six pans, ordinairement petits. Il n'a pas d'odeur, et sa saveur est plus faible que celle du sous-carbonate. Il est composé, d'après les expériences de Schrader, d'environ Propriétés.

56 acide.
19 base.
25 eau.
100 *

Sa véritable composition est :

| | |
|---|---|
| Acide..... | 100 |
| Base..... | 38,63 |

Esp. 4. *Borate d'ammoniaque.* Ce sel a été décrit par Wenzel. Il forme des cristaux permanens qui ressemblent beaucoup au borax (sous-borate de soude). Lorsqu'il est Borates.

* Gehlen's Journ. II, 582.

chauffé, l'ammoniaque se dégage; il entraîne avec lui une portion de l'acide, mais il en laisse une autre à l'état de pureté. Wenzel a trouvé que les parties constituantes de ce borate sont [1] :

100 acide.
34 base et eau.

Sa composition véritable est évidemment,

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 2,875 ..... | 100 |
| Base..... | 2,125 ..... | 73,91 |

Berzelius obtint pour résultat de l'analyse qu'il fit de ce sel:

| | |
|---|---|
| Acide..... | 37,95 |
| Ammoniaque..... | 30,32 |
| Eau..... | 31,73 |
| | 100,00 [2] |

Esp. 5. *Silicate d'ammoniaque.* Ce sel est inconnu.

6. Phosphate. Esp. 6. *Phosphate d'ammoniaque.* Ce sel existe dans l'urine; il paraît avoir été distingué, pour la première fois, par Rouelle. Il a été examiné depuis, en 1774, par Lavoisier; et, plus récemment, par Vauquelin [3]. On le prépare ordinairement en saturant par l'ammoniaque le surphosphate de chaux, obtenu des os, et en faisant ensuite évaporer la dissolution jusqu'à consistance telle qu'en la laissant refroidir elle fournisse des cristaux de phosphate d'ammoniaque.

Propriétés. Ce sel cristallise en octaèdres composés de deux pyramides tétraèdres surbaissées, avec bases carrées. Sa saveur est salée, ayant un peu d'amertume. Sa pesanteur spécifique est de 1,8051 [4]; il est soluble dans deux fois son poids d'eau, à la température de 13° centig., et dans une proportion moindre de ce liquide bouillant. C'est par l'évaporation spontanée qu'on l'obtient en cristaux réguliers. Il ne s'altère point à l'air. Exposé à la chaleur, il entre en fusion aqueuse; il se dessèche ensuite; et si on continue de le chauffer, il

---

[1] Verwandtschaft, p. 249.
[2] Annals of Philosophy. III, 57.
[3] Journ. de l'Ecole polytechnique.
[4] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

se boursouffle, perd sa base alcaline, et l'acide se fond en un verre transparent. Ce sel est un composé de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide phosphorique... | 4,5 | ... | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125 | ... | 47,22 |

Esp. 7. *Phosphite d'ammoniaque.* Ce sel est très-soluble dans l'eau, et il cristallise difficilement. Il n'a point été fait d'expériences ayant pour objet de déterminer sa composition, mais il est très-probable qu'elle consiste en 7. Phosphite.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide phosphoreux... | 3,5 | ... | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125 | ... | 60,71 |

Esp. 8. *Hypophosphite d'ammoniaque.* Ce sel est très-soluble dans l'eau et de même aussi dans l'alcool. Il n'a pas été analysé; mais il est probablement composé de 8 Hypophosphite.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide hypophosphoreux... | 2,5 | ... | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125 | ... | 85 |

Esp. 9. Glauber, qui découvrit le *sulfate d'ammoniaque*, lui donna le nom de *sel ammoniaque secret;* on l'appela aussi *ammoniaque vitriolée.* On peut le former en saturant l'ammoniaque par l'acide sulfurique, ou en décomposant, par ce même acide, l'hydrochlorate d'ammoniaque. 9. Sulfate.

Le sulfate d'ammoniaque cristallise généralement en petits prismes à 6 pans, terminés par des pyramides à 6 faces. Sa saveur est piquante et amère. Il est soluble dans deux fois son poids d'eau à la température de 16° centigrades, et, dans son propre poids de ce liquide bouillant. L'eau, à la température de 62° centigrades, dissout les 0,78 de son poids de ce sel[1]. Exposé à l'air, il en attire lentement l'humidité. Propriétés.

Lorsque le sulfate d'ammoniaque est soumis à l'action de la chaleur, il décrépite d'abord, et ensuite il se fond; et s'il est chauffé en vaisseaux clos, il se sublime, mais en perdant un peu de son alcali[2]. Dans cet état, il est avec excès d'acide, et peut être appelé *sursulfate* d'ammoniaque. Sa saveur est acide, et il rougit les couleurs bleues végétales. Chauffé à un degré de température différant peu de celui de la chaleur rouge, il est en plus grande partie décomposé; il se produit

---

[1] Wenzel, p. 309.
[2] Kirwan's Min. II, 11.

de l'acide sulfureux et de l'ammoniaque ; il se développe du gaz azote en grande quantité, et très-probablement il se forme de l'eau[1].

Composition. Les parties constituantes de ce sel ont été établies ainsi qu'il suit, savoir :

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide.. | 54,66[2]. | 58,75[3]. | 59,8[4]. | 70,17[5]. | 100[6] |
| Base... | 14,24.. | 41,25.. | 40,2.. | 29,83.. | 42,5 |
| Eau.... | 31,10 | | | | |
| | 100,00 | 100,00 | 100,0 | 100,00 | |

Les cristaux de sulfate d'ammoniaque contiennent 3 atômes d'eau, combinés avec 1 atôme du sel. Il ne paraît donc pas possible d'en séparer complètement l'eau sans décomposer le sel.

10. Sulfite. Esp. 10. *Sulfite d'ammoniaque.* Suivant Fourcroy et Vauquelin[7], qui ont les premiers décrit ce sel, il cristallise en prismes à 6 pans, terminés par des pyramides hexaèdres, ou en prismes rhomboïdaux à 4 pans, terminés par des sommets dièdres. Sa saveur est fraîche et piquante, ainsi que celle des autres sels ammoniacaux; mais elle laisse dans la bouche une impression sulfureuse. Ce sel est soluble dans son propre poids d'eau froide, et sa dissolution produit beaucoup de froid. Sa solubilité augmente par la chaleur; et, par conséquent, une dissolution saturée de ce sel dans l'eau bouillante, cristallise par refroidissement. Exposé à l'air, il en attire l'humidité, et s'y convertit promptement en un sulfate. Aucun autre sulfite n'éprouve ce changement d'une manière aussi rapide. Ce sulfite étant chauffé, décrépite; il se dégage un peu d'ammoniaque, et alors le sel se sublime à l'état de sur-sulfite d'ammoniaque.

On ne peut révoquer en doute que ce sulfite est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide sulfureux. . . . . | 4. . . . . | 100 |
| Ammoniaque. . . . . | 2,125 . . . | 53,2 |

[1] Hatchett. Phil. Trans. LXXXVI, 314.
[2] Kirwan, Nicholson's quarto Journ. III, 215.
[3] Wenzel's Verwandtschaft, p. 58.
[4] Richter, Statique chimique. I, 136.
[5] Composition, d'après la Théorie.
[6] Nicholson's Journ. I, 317.
[7] *Ibid.*

Si l'analyse de ce sel par Fourcroy et Vauquelin mérite confiance, ses cristaux semblent consister dans 2 atômes du sel, unis à 1 atôme d'eau.

Esp. 11. *Hyposulfite d'ammoniaque.* Inconnu.

Esp. 12. *Arseniate d'ammoniaque.* La dissolution saturée d'acide arsenique par l'ammoniaque, donne par l'évaporation des cristaux d'arseniate d'ammoniaque en prismes rhomboïdaux, qui verdissent le sirop de violettes. Avec un excès d'acide, on obtient des cristaux aiguillés de sur-arseniate d'ammoniaque, qui sont déliquescens à l'air. 12. Arseniate.

L'arseniate d'ammoniaque, chauffé doucement, perd sa transparence et une portion de son alcali. A une forte chaleur, l'ammoniaque est en partie décomposée; il y a formation d'eau, il se sublime de l'arsenic, et il se dégage de l'azote. Cette expérience fut une de celles qui, les premières, amenèrent Schéele à la découverte des parties constituantes de l'ammoniaque[1]. Cet arseniate n'a pas été analysé; mais il est probable que c'est un composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide arsenique..... | 7,25..... | 100 |
| Ammoniaqne..... | 2,125..... | 29,31 |

Esp. 13. *Arsenite d'ammoniaque.* Ce sel peut être obtenu en dissolvant l'acide arsenieux dans l'ammoniaque liquide. Cette dissolution produit une liqueur jaunâtre visqueuse qui ne cristallise pas. Ce sel n'a point été examiné par les chimistes modernes. 13. Arsenite,

Esp. 14. *Antimoniate d'ammoniaque.* Cette combinaison n'a été examinée jusqu'à présent que par Berzelius. On peut la former en faisant digérer de l'hydrate d'acide antimonique dans de l'ammoniaque caustique. Il se produit par degrés une dissolution neutre. Si on essaye de l'évaporer, une portion de l'ammoniaque se dégage, et il se précipite une poudre blanche, qui est un sur-antimoniate d'ammoniaque. Ce sel rougit les couleurs bleues végétales; et lorsqu'on le chauffe dans une cornue, l'ammoniaque et l'eau se dissipent, et l'acide antimonique reste seul. Ce sursel, exposé à l'air pendant plusieurs mois, n'est pas décomposé, même à la température de 500 centigrades[2]. 14. Antimoniate.

---

[1] Schéele. I, 145.
[2] Nicholson's Journ. XXXV, 40.

Esp. 15. *Antimonite d'ammoniaque.* Ce sel n'a pas été examiné.

16. Chromate. Esp. 16. *Chromate d'ammoniaque.* Ce sel a été examiné par Vauquelin[1] et par John[2]. On peut le produire en saturant l'acide chromique par l'ammoniaque. Le sel se forme par degrés en cristaux dendrites d'un beau jaune. Lorsqu'il est chauffé légèrement, il se décompose; et même lorsqu'il est dissous, il s'en sépare des flocons bruns d'oxide de chrome. Ce sel n'a pas été analysé, mais il est vraisemblable qu'il consiste en

| | | |
|---|---|---|
| Acide chromique..... | 6,5..... | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125..... | 32,69 |

17. Molybdate. Esp. 17. *Molybdate d'ammoniaque.* Ce sel se dissout facilement dans l'eau; la dissolution ne cristallise pas, mais elle se prend par l'évaporation en une masse demi-transparente. Lorsqu'on la chauffe, l'ammoniaque est en partie séparée et en partie décomposée, et l'acide est réduit à l'état d'oxide[3]. Ce sel, qui n'a pas été analysé, est composé, suivant toute apparence, de

| | | |
|---|---|---|
| Acide molybdique..... | 9..... | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125..... | 23,61 |

Esp. 18. *Molybdite d'ammoniaque.* Ce sel n'a pas été examiné.

19. Tungstate. Esp. 19. *Tungstate d'ammoniaque.* Ce sel se produit en dissolvant l'acide tungstique dans le carbonate d'ammoniaque. Par l'évaporation de la dissolution, le tungstate d'ammoniaque cristallise, quelquefois en petites écailles, ressemblant à l'acide borique, et quelquefois en aiguilles prismatiques tétraèdres. Ce sel a une saveur métallique. Il est soluble dans l'eau, n'attire point l'humidité de l'air, et il est complètement décomposé par la chaleur. Vauquelin a trouvé que 100 parties de tungstate d'ammoniaque contiennent, savoir :

78 Oxide.
22 Ammoniaque et eau.
100[4].

---

[1] Ann. de Chim. LXX, 70.
[2] Annals of Philosophy. IV, 425.
[3] Bucholz, Gehlen's Jour. IV, 616.
[4] Vauquelin et Hecht, Journ. des Mines, n.° 19, p. 20.

Sa véritable composition est sans doute :

| | | |
|---|---|---|
| Acide tungstique..... | 15..... | 100 |
| Ammoniaque..... | 2,125.... | 14,6 |

En comparant cette détermination avec les résultats de l'analyse de Vauquelin, il paraît que 100 parties du sel cristallisé contiennent 16 parties d'eau; de sorte que les cristaux sont composés de 1 atôme du sel + 2 atômes d'eau.

Esp. 20. *Columbate d'ammoniaque.* Non encore examiné.

Esp. 21. *Acétate d'ammoniaque.* Ce sel se prépare en saturant l'acide acétique par l'ammoniaque. Si l'acide et l'alcali sont faibles, il est difficile de les saturer l'un par l'autre. Il est donc nécessaire qu'ils soient concentrés l'un et l'autre [1]. Ce sel est trop volatil pour qu'il puisse cristalliser facilement. On peut cependant, par une évaporation convenablement ménagée, l'obtenir en cristaux aiguillés. M. de Lassonne le fit cristalliser par sublimation [2]. Lorsque cette sublimation a lieu lentement, les cristaux sont longs, déliés et applatis, terminés par des pointes aiguës, d'un blanc nacré et ayant environ 45 millimètres de long [3]. Ces cristaux, mis sur la langue, y produisent d'abord une impression de fraîcheur, puis une sensation de douceur, suivie d'une saveur semblable à celle d'un mélange de sucre et de nitrate de potasse, dans lequel le goût de l'une de ces substances ne domine pas sur celui de l'autre [4]. Ce sel est très-déliquescent. Il se fond à la température de 77° centigrades, et à celle d'environ 121°, il se sublime [5]. Lorsqu'on distille une solution aqueuse de ce sel, il passe d'abord de l'ammoniaque, ensuite une certaine quantité d'acide acétique, et à la fin, le sel lui-même, contenant un excès d'acide. Une semblable décomposition du sel n'a pas lieu lorsqu'on le distille en cristaux à une chaleur ménagée [6]. 21. Acétate.

Les parties constituantes de l'acétate d'ammoniaque, déterminées par Wenzel et Richter, sont :

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 62,45 [7]..... | 68,77 [8] |
| Base..... | 37,55..... | 31,23 |
| | 100,00 | 100,00 |

[1] Steinacher, Jour. de Phys. LXV, 32.
[2] Mém Par. 1775.
[3] Higgins, on acetous acid, p. 188.
[4] *Ibid.* p. 192. [5] *Ibid.* [6] *Ibid.*
[7] Wenzel, p. 149.
[8] Richter, Statique chimique. I, 136.

La véritable composition de ce sel est sans doute comme suit :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide acétique... | 6,375.... | 75.... | 100 |
| Ammoniaque.... | 2,125.... | 25.... | 33,3 |

Il serait difficile de faire une analyse exacte de ce sel.

22. Benzoate. Esp. 22. *Benzoate d'ammoniaque.* Ce sel cristallise difficilement. Ses cristaux affectent la forme de plumes. Il est déliquescent et très-soluble dans l'eau. Berzelius a recommandé l'emploi de ce benzoate comme un excellent réactif pour séparer le fer de sa dissolution. Il précipite ce métal en couleur orangé, et il ne produit de précipités insolubles avec aucune autre des bases salifiables, excepté le tellure, le mercure, et peut-être le cuivre, qui tous sont précipités en blanc[1].

23 Succinate. Esp. 23. *Succinate d'ammoniaque.* Ce sel fournit des cristaux aiguillés, mais il cristallise difficilement. Il a une saveur acerbe, amère et fraîche ; exposé à la chaleur, il se sublime sans éprouver de décomposition. On fait un grand usage du succinate d'ammoniaque pour précipiter le fer de ses dissolutions, effet qu'il ne produit que lorsque le fer est à l'état de peroxide, et alors il le précipite en rouge de chair foncé. Ce succinate précipite également la barite et le mercure de leur dissolution dans les acides. Avec plusieurs autres dissolutions métalliques, telles que celles de cuivre et de plomb, il forme également des précipités blancs, qui se dissolvent lorsqu'ils sont suffisamment étendus d'eau.

24. Moroxylate. Esp. 24. *Moroxylate d'ammoniaque.* On peut former ce sel en mettant du carbonate d'ammoniaque dans une dissolution de moroxylate de chaux. En évaporant alors cette dissolution, elle donne des cristaux de moroxylate d'ammoniaque en longs prismes déliés[2].

25. Camphorate. Esp. 25. *Camphorate d'ammoniaque.* On prépare ce sel en dissolvant du carbonate d'ammoniaque dans l'eau chaude, et en ajoutant peu-à-peu à cette dissolution de l'acide camphorique, jusqu'à ce que l'alcali soit saturé. Il faut ensuite évaporer cette dissolution à une chaleur très-ménagée, afin d'éviter qu'il y ait dégagement de l'ammoniaque. Il est très-difficile d'obtenir ce sel en cristaux réguliers. Lorsqu'on éva-

---

[1] Afhandlingar. III, 152.
[2] Klaproth, Nicholson's Journ. VII, 130.

pore la dissolution jusqu'à siccité, on a pour résidu une masse solide opaque, d'une saveur acerbe et un peu amère. L'eau, à la température de 16° centigrades, dissout environ un centième de son poids de ce sel, et ce liquide bouillant en prend un tiers; mais tous les camphorates alcalins, avec excès de base, sont beaucoup plus solubles. Le camphorate d'ammoniaque se dissout complètement dans l'alcool.

Lorsque ce sel est exposé à l'air, il attire l'humidité, mais il n'en absorbe jamais assez pour s'y résoudre en liqueur; chauffé, il se boursouffle, se fond, et finit par être converti en vapeur. Au chalumeau, il brûle avec une flamme bleue et rouge, et il est volatilisé en totalité. La plupart des sels calcaires forment des sels triples avec le camphorate d'ammoniaque. Il décompose en partie tous les sels alumineux, le sulfate d'alumine excepté[1].

Esp. 26. *Bolétate d'ammoniaque.* Ce sel a été décrit précédemment dans ce volume, p. 166.

Esp. 27. *Subérate d'ammoniaque.* Ce sel cristallise en parallélipipèdes. Sa saveur est salée et laisse une impression d'amertume. Il rougit les couleurs bleues végétales. Il est très-soluble dans l'eau, et déliquescent à l'air. Mis sur les charbons ardens, il perd son eau de cristallisation, et se boursouffle; au chalumeau il s'évapore en totalité[2]. 27. Subérate.

Esp. 28. *Pyro-tartrate d'ammoniaque.* Ce sel n'a point encore été examiné.

Esp. 29. *Oxalate d'ammoniaque.* Lorsqu'après avoir saturé l'acide oxalique par l'ammoniaque, on évapore la dissolution, l'oxalate d'ammoniaque y cristallise en prismes tétraèdres, terminés par des sommets dièdres. Souvent les arrêtes latérales du prisme sont tronquées de manière à le rendre hexaèdre ou octaèdre. Sa saveur est amère et désagréable, ayant quelque rapport avec celle de l'hydrochlorate d'ammoniaque. A la température de 16° centigrades, 100 parties d'eau ne dissolvent que 4,5 parties de ce sel. La pesanteur spécifique de la dissolution est de 1,0186. Cet oxalate est insoluble dans l'alcool. A la distillation, il s'en dégage du carbonate d'ammoniaque, une portion de l'acide se sublime, et le résidu est du charbon. On fait un grand em- 29. Oxalate.

---

[1] Ann. de Chim. XXVII, p. 31.
[2] *Ibid.* XXIII, p. 55.

ploi de cet oxalate comme réactif, pour reconnaître la présence de la chaux [1]. Ce sel peut se combiner avec une dose double d'acide, et former ainsi un binoxalate. L'oxalate d'ammoniaque est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide oxalique..... | 4,5104..... | 100 |
| Ammoniaque ..... | 2,125 ..... | 47,11 |

Les analyses que Berard et moi avons faites de ce sel étaient inexactes, parce que l'acide oxalique que nous avions employé n'était pas complètement dépouillé d'eau.

30. Mellate. Esp. 30. *Mellate d'ammoniaque.* La dissolution d'acide mellitique saturée par l'ammoniaque donne de beaux cristaux hexaèdres transparens, qui deviennent opaques et d'un blanc argentin par leur exposition à l'air [2].

31. Tartrate. Esp. 31. *Tartrate d'ammoniaque.* Ce sel cristallise en prismes polyèdres ayant de l'analogie avec les cristaux de tartrate de soude. Il a une saveur fraîche et amère qui ressemble à celle du nitrate de potasse. Il est très-soluble dans l'eau. La chaleur le décompose. Ce sel se combine aussi, comme l'assure Retzius, avec un excès d'acide en formant ainsi un sur-tartrate de potasse, presque aussi insoluble dans l'eau que le tartrate acide de potasse.

32. Citrate. Esp. 32. *Citrate d'ammoniaque.* Ce sel, qu'on produit en dissolvant du carbonate d'ammoniaque dans l'acide citrique, ne cristallise que lorsque sa dissolution a été évaporée jusqu'à consistance d'un sirop épais. Ses cristaux sont des prismes allongés. Il est très-soluble dans l'eau. Sa saveur est fraîche et médiocrement salée [3]. Par l'application de la chaleur l'ammoniaque est séparée [4].

Le citrate d'ammoniaque est composé, suivant Vauquelin, de

62 Acide
38 Ammoniaque
100 [5].

---

[1] Bergman. I, 261.
[2] Klaproth's Beitrage. III, 131.
[3] Dobson.
[4] Scheele.
[5] Fourcroy. VII, 208.

Sa véritable composition est indubitablement:

| | | |
|---|---|---|
| Acide citrique. . . . | 7,375 . . . | 100 |
| Ammoniaque . . . . | 2,125 . . . | 29,02 |

Esp. 33. *Rheumate d'ammoniaque.* Non examiné.

Esp. 34. *Kinate d'ammoniaque.* Idem.

Esp. 35. *Saccholactate d'ammoniaque.* Ce sel a une saveur acide comme étant toujours à l'état de sur-sel. La chaleur en dégage l'ammoniaque [1].

Esp. 36. *Urate d'ammoniaque.* Ce sel est une poudre blanche insipide, qu'il est à peine possible de distinguer, par son aspect, de l'acide urique. Il se dissout dans un excès d'acide.

Esp. 37. *Laccate d'ammoniaque.* Non examiné.

Esp. 38. *Malate d'ammoniaque.* Sel déliquescent et très-soluble.

Esp. 39. *Sorbate d'ammoniaque.* Ce sel ne cristallise que lorsqu'il est avec excès d'acide. Il forme alors des cristaux permanens, insolubles dans l'alcool [2].

Esp. 40. *Formate d'ammoniaque.* Ce sel est soluble dans l'eau, et il peut être sublimé sans éprouver de décomposition.

Esp. 41. *Lactate d'ammoniaque.* Lorsqu'on mêle l'acide lactique concentré avec un excès d'ammoniaque caustique, le mélange acquiert une forte odeur volatile, qui ressemble à celle de l'acétate ou du formate d'ammoniaque; cependant elle cesse promptement. Le sel a quelquefois une légère tendance à se former en cristaux. Il est en masse gommeuse, qui par son exposition à l'air perd une portion de sa base, et devient avec excès d'acide. Lorsqu'il est chauffé, une grande partie de l'ammoniaque se dégage, et il reste un sel très-acide qui est déliquescent à l'air [3]. 41. Lactate.

Esp. 42. *Zumate d'ammoniaque.* Ce sel est avec excès d'acide, et cristallise en parallélipipèdes [4].

Esp. 43. *Gallate d'ammoniaque.*

Esp. 44. *Tannate d'ammoniaque.* Ni l'un ni l'autre de

---

[1] Schéele, on sugar of milk.
[2] Donovon, Phil. Trans. 1815.
[3] Berzelius, djurkemien. II, 436.
[4] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 84.

ces composés n'a été examiné avec attention. Ils ne semblent pas être d'une nature permanente.

Telles sont les propriétés des sels d'ammoniaque. Leur composition se détermine aisément en les considérant comme étant des composés d'un atôme d'ammoniaque uni à un atôme de chacun des acides. Le poids d'un atôme d'ammoniaque est de 2,125, et nous avons donné, dans un précédent chapitre de cet ouvrage, les poids de tous les acides, autant qu'on a pu les établir.

---

## SECTION II.

### *Sels de potasse.*

Propriétés générales.

1. Les sels de potasse sont, excepté un très-petit nombre d'entre eux, solubles dans l'eau. Mais en général, ces sels sont moins solubles que ceux d'ammoniaque.

2. On peut obtenir beaucoup de ces sels en cristaux; mais il en est également beaucoup qui refusent de cristalliser. En général, les sels de potasse ont moins de disposition que les sels de soude à former des cristaux réguliers.

3. En versant de l'acide tartarique dissous dans l'eau, dans la solution aqueuse d'un sel de potasse, il se dépose très-promptement dans la liqueur, un sédiment blanc grenu. Ce sédiment, d'une saveur aigre, consiste en petits cristaux de tartrate acide de potasse.

4. Lorsqu'on verse une dissolution de sulfate d'alumine dans un sel de potasse, il s'y dépose presqu'aussitôt des cristaux octaèdres d'alun.

5. Les sels de potasse peuvent être exposés à une chaleur rouge sans être volatilisés, comme le sont les sels d'ammoniaque. Si l'acide du sel est combustible, il est décomposé, et il reste du carbonate de potasse mêlé avec un peu de charbon. Si l'acide n'est pas combustible, le sel fuse ordinairement, et il n'éprouve point d'altération dans sa nature. Il y a cependant à ce cas quelques exceptions. C'est ainsi qu'à une chaleur rouge l'acide nitrique est décomposé par degrés, que l'acide sulfureux laisse sublimer du soufre, en se convertissant en acide sulfurique, et que l'acide phosphoreux laisse dégager de l'hydrogène phosphoré et est transformé en acide phosphorique.

6. Les sels de potasse ne sont pas précipités par l'in-

fusion de noix de galle, ni par le ferrocyanate de potasse.

7. Ils n'éprouvent aucune action de la part de l'acide hydro-sulfurique, ou par l'addition d'un hydro-sulfate, excepté lorsque leur acide a pour base un métal. Dans ce dernier cas, l'acide est décomposé et précipité, et la potasse reste.

8. Lorsqu'on verse une dissolution de platine dans un sel de potasse, il s'y manifeste un précipité orangé.

Esp. 1. *Nitrate de potasse.* Comme ce sel, connu aussi sous le nom de *salpêtre*, se produit en grande abondance dans la nature, et particulièrement en Egypte, il est très-probable que son existence ne fut point ignorée des anciens. On trouve cependant à peine, dans leurs écrits, quelque chose qui y ait rapport. Si Pline en fait mention, c'est en le confondant totalement avec la soude, qu'on appelait *nitron* et *nitrum*. Quoi qu'il en soit, on ne peut révoquer en doute que le nitrate de potasse n'ait été connu de temps immémorial dans l'Orient. Roger Bacon parle, dans le 13.e siècle, de ce sel, sous le nom de *nitre*. 1. Nitrate.

Aucun phénomène, peut-être, ne parut d'un plus grand intérêt pour la philosophie chimique, que celui de la régénération continuelle du nitre dans de certains lieux, après qu'il en a été extrait. Comme on en fait une consommation prodigieuse dans l'art de la guerre, et que la nature ne nous en offre point d'immenses magasins en grandes masses, comme de quelques autres sels, sa reproduction annuelle est la seule source d'où nous puissions nous le procurer. Il devenait donc de la plus grande importance de découvrir, s'il était possible, le moyen que la nature emploie pour le former, afin de nous rendre capables d'imiter son procédé par l'art, ou du-moins d'en faciliter, et d'en accélérer, à volonté, la marche. On a fait en conséquence de grands et de nombreux efforts, tant pour expliquer cette formation, que pour parvenir à l'opérer. Origine.

Stahl, en se fondant sur le principe qu'il n'existe qu'un seul acide dans la nature, supposa que l'acide nitrique n'est autre chose que l'acide sulfurique combiné avec le phlogistique, et que cette combinaison est produite par la putréfaction. Il annonça, en conséquence, que le nitrate de potasse est un composé de potasse, d'acide sulfurique, et de phlogistique, résultant de l'union de ces substances entre elles. Mais une semblable opinion, qui n'était appuyée que sur

des analogies déduites de très-loin, et par conséquent, très-imparfaites, n'aurait pu soutenir l'épreuve d'un examen sérieux.

Lémery jeune en avança une autre, en affirmant que tout le nitrate de potasse obtenu, existe préalablement dans les animaux et dans les végétaux, et qu'il est formé dans ces substances par les procédés de la végétation et de l'animalisation; mais on découvrit bientôt que le nitrate de potasse existe tout formé, dans beaucoup d'endroits où il ne s'était point opéré de décomposition ni animale, ni végétale; et, dès-lors, cette théorie ne devenait pas plus soutenable que la première. Loin, en effet, qu'il soit vrai que le nitrate de potasse n'est formé que par ces procédés seulement, il a été reconnu que son existence dans les plantes, dépend entièrement de la nature du sol qui leur donne naissance [1].

On découvrit enfin, par un grand nombre d'expériences de plusieurs chimistes français, et particulièrement par celles de Thouvenel, qu'il suffisait, pour la production du nitrate de potasse, d'une base de chaux, de la chaleur, et d'une communication, convenablement ménagée, avec l'air atmosphérique sec. Par la réunion de ces circonstances, l'acide se forme d'abord, et la présence de l'alcali se manifeste ensuite. On explique aisément comment l'air fournit les matériaux propres à cette production, depuis qu'il est bien connu que l'oxigène et l'azote sont les parties composantes de l'acide nitrique; mais on ne conçoit pas aussi facilement comment la chaux contribue à l'union de ces substances, et l'apparence de la potasse dans l'acte de cette union, n'est pas moins extraordinaire [2].

---

[1] Bouillon.

[2] MM. Thouvenel n'obtinrent du salpêtre avec la craie que dans *le seul cas* du mélange de l'air de l'atmosphère, avec l'air qui émane des matières végétales et animales qui se putréfient; et il a été bien reconnu depuis que le concours de cette émanation est indispensable. Quant à la présence de la matière calcaire ou alcaline, les substances animales ne produisent sans elle, suivant Vauquelin, que du carbonate d'ammoniaque, et peu ou presque point de nitrate d'ammoniaque; parce qu'alors les forces d'affinité de l'hydrogène pour l'azote, de l'oxigène pour le carbone, et de l'acide carbonique formé pour l'ammoniaque, l'emportent sur les forces qui tendraient à déterminer la combinaison de l'azote avec l'oxigène, qui doit produire l'acide nitrique, lorsqu'elles ne sont point aidées par la force d'affinité de cet acide, pour la chaux ou l'alcali. Cet alcali est fourni par les végétaux exposés à la putréfaction avec les matières animales.

(*Note du Traducteur.*)

Le nitrate de potasse se trouve abondamment à la surface de la terre, dans l'Inde, dans l'Amérique méridionale, dans les contrées méridionales de l'Afrique, et même dans quelques parties de l'Espagne. On l'obtient en Allemagne et dans d'autres pays, en préparant des nitrières artificielles, au moyen de *couches* formées d'un mélange de débris de substances animales et végétales en putréfaction, mêlées avec des terres calcaires et autres [1]. L'origine de l'acide nitrique dans ces couches, s'explique par le fait dont on s'est assuré, qu'en présentant du gaz oxigène à du gaz azote naissant, il y a formation d'acide nitrique. C'est ainsi que l'azote, dégagé par la putréfaction des substances animales, se combine avec l'oxigène de l'air. La potasse est probablement fournie, au-moins en partie, par les végétaux et les substances contenues dans les terres. Préparation.

On extrait le nitrate de potasse de ces couches en lessivant les matières terreuses avec de l'eau. On évapore l'eau de lessivage lorsqu'elle est suffisamment chargée, et on obtient un sel de couleur brunâtre, connu sous le nom de *nitre*, ou *salpêtre brut*. Ce sel consiste dans un mélange de nitrate de potasse, d'hydrochlorate de soude, de nitrate de chaux, et autres sels divers. On sépare du nitrate de potasse tous ces sels étrangers au moyen de cristallisations successivement répétées, ou en lavant à plusieurs reprises, avec de petites quantités d'eau, le sel brut obtenu [2]. Ce liquide se charge

---

[1] En France, la nature de la pierre, dans plusieurs départemens, la rend tellement propre à la formation du nitre, et le sol salpêtré des lieux habités par les hommes et les animaux, y est d'une reproduction si facile et si prompte que l'exploitation de ces matériaux suffit, sans le secours de nitrières artificielles, pour assurer annuellement un produit pouvant s'élever à 150,000 myriagrammes de *nitrate de potasse pur*. (*Note du Traducteur*).

[2] Dans la séparation de ces sels étrangers au nitrate de potasse, on commence par convertir les nitrates terreux, qui en font ordinairement partie, en nitrate de potasse, en traitant la dissolution du salpêtre brut avec de la potasse du commerce, ou du sulfate à base de cet alcali. On dégage ensuite l'hydrochlorate de soude du nitrate de potasse, par la cristallisation et à raison de la différence de solubilité de ces deux sels dans l'eau bouillante. Ces opérations, et toutes celles qui ont pour objet d'obtenir le nitrate de potasse isolé, et dans son plus grand état de pureté, constituent le raffinage de ce sel, après qu'il a été extrait des eaux de lessivage des matériaux qui le contiennent. Tout ce qui concerne sa formation, la manière de le fabriquer, et les procédés de son rafinage, a été exposé avec le plus

plus promptement et en plus grande proportion des sels étrangers, qui tous sont plus solubles que le nitrate de potasse, et on parvient ainsi à l'en dépouiller.

Propriétés. Par l'évaporation lente de sa dissolution, le nitrate de potasse cristallise en prismes à 6 pans, terminés par des pyramides hexaèdres; mais, pour la plupart des usages auxquels on le destine, on préfère l'obtenir en masse irrégulière, parce que, dans cet état, il contient moins d'eau [1]. La forme primitive de ses cristaux est, suivant Haüy, un octaèdre rectangulaire, composé de deux pyramides à 4 faces, appliquées base à base. Deux des faces d'une pyramide sont inclinées, relativement aux deux adjacentes de l'autre pyramide, sous un angle de 120°, et les deux autres faces le sont de la même manière, sous un angle de 111°. La forme de la molécule intégrante de ces cristaux est le tétraèdre. La figure d'un prisme à 6 pans est celle qu'affecte le plus ordinairement le nitrate de potasse; quelquefois, au-lieu de pyramides hexaèdres, ces prismes sont terminés par 18 facettes disposées par trois rangs de six, comme si c'étaient trois pyramides tronquées, entassées les unes sur les autres. Quelquefois encore le nitrate de potasse cristallise en tables [2].

La pesanteur spécifique de ce sel est, suivant le docteur Watson, de 1,933 [3]. Il a une saveur fraîche, piquante avec un peu d'amertume. Il est très-cassant. Ce sel exige sept fois son poids d'eau pour se dissoudre, à la température de 16° centigr.; et cette dissolution s'opère dans moins de son poids d'eau bouillante [4]. Il se dissout dans 1,04 parties d'eau, à la

---

grand détail dans un ouvrage ayant pour titre : *Traité de l'art de fabriquer la poudre à canon*, publié en 1811, à Paris, par Bottée et Riffault. (*Note du Traducteur.*)

[1] Ou plutôt il retient moins d'eau interposée, lorsqu'étant en poussière, il a été convenablement desséché; car il est bien reconnu que ce sel ne contient point d'eau de cristallisation.

(*Note du Traducteur*).

[2] Traité de Minéralogie. II, 346.

[3] Essays. V, 67, Wallerius l'évalue à 1,900 (Chemistry, p. 266); Hassenfratz l'a trouvée de 1,9369 (Ann. de Chim. XXVIII, 12), et Fahrenheit l'avait établie dès 1724 à 2,150 (Phil. Trans. XXXIII, 114).

[4] Bergman. I, 134.

température de 62° centigrades [1,2]. L'alcool, d'une pesanteur spécifique de 0,878, dissout un centième de son poids de ce sel; mais l'alcool, d'un plus grand degré de force, n'en prend pas une portion appréciable [3]. Ce sel ne s'altère point à l'air.

En faisant bouillir une dissolution de nitrate de potasse, une partie du sel s'évapore avec l'eau, ainsi que l'observèrent successivement, Wallerius, Kirwan et Lavoisier [4]. Lorsqu'il est exposé à une forte chaleur, il se fond et se congèle par le refroidissement en une masse opaque à laquelle on a donné le nom de *cristal minéral*. Lorsqu'il est chauffé à une température qui approche de la chaleur rouge, il commence à abandonner de l'oxigène; et en le tenant à une chaleur rouge, on en peut obtenir environ les 0,33 de son poids de ce gaz; il se dégage, vers la fin, du gaz azote. En le maintenant à ce degré de chaleur pendant assez long-temps, il est complètement décomposé, et la potasse reste pure.

C'est de tous les nitrates, celui dont la détonation avec les corps combustibles est la plus violente. [5] En mettant dans

---

[1] Wenzel, p. 309.

[2] La plupart des ouvrages de chimie présentent la même erreur d'indication du degré de solubilité du nitrate de potasse dans l'eau. Cependant il est depuis long-temps constaté, de la manière la plus irrevocable, par les opérations journalières de la purification de ce sel dans les établissemens dirigés en France pour le compte du Gouvernement, qu'il ne faut que 4 parties d'eau pour le dissoudre à la température de 16° centigrades, et qu'il n'exige que du quart au cinquième de son poids de ce liquide bouillant.

(*Note du Traducteur.*)

[3] Kirwan.

[4] L'autorité de chimistes aussi distingués avait paru, sans doute, devoir suffire pour consacrer ce fait; cependant, non-seulement les expériences que je fis, en 1785, avec Baumé, à la raffinerie de salpêtre de Paris, pour nous en assurer l'un et l'autre, ne l'ont point confirmé; mais encore il est évidemment prouvé, par les résultats des travaux en grand du raffinage du nitrate de potasse, que cette évaporation du sel, enlevé avec l'eau, n'a pas lieu.

(*Note du Traducteur.*)

[5] Nous fîmes fabriquer, M. Bottée et moi, de la poudre, en substituant au nitrate de potasse, dans le dosage du mélange, des nitrates de soude et d'ammoniaque. La poudre au nitrate de soude s'enflamma difficilement, sa détonation fut lente, elle produisit une flamme jaune, sans vivacité. La poudre au nitrate d'ammoniaque, éprouvée à la manière ordinaire, au mortier, ne put en chasser le globe. La poudre s'enflamma très-lentement, en fusant par la lumière. Elle produisit une fumée épaisse verdâtre. L'âme et la chambre du mortier se trouvèrent remplies d'une espèce de boue noire

un creuset rouge de feu, un mélange de ce sel, et des 0,33 de son poids de charbon, ou en projetant cette quantité de charbon dans du nitrate de potasse chauffé au rouge, il y a détonation et la plus brillante combustion qui puisse être produite. Le résidu est du carbonate de potasse. On l'appelait autrefois *nitre fixé par le charbon.* Les alchimistes faisaient cette expérience dans une cornue de terre tubulée, à laquelle ils lutaient un appareil de vaisseaux de verre. A chaque portion du mélange de nitrate de potasse et de charbon, qu'ils introduisaient dans la cornue, ils la fermaient. Le dégagement des gaz azote et acide carbonique faisait souvent éclater leur appareil. Ils donnaient à la petite quantité d'eau, qu'ils obtenaient dans leurs vaisseaux, le nom de *clyssus ;* et ils attribuèrent à cette eau de grandes vertus. Lorsqu'au-lieu de charbon, c'est du phosphore qu'on mêle avec le nitrate de potasse, la détonation est encore plus violente. L'effet de la percussion soudaine d'un marteau chaud sur le mélange, produit une détonation des plus fortes [1].

Le nitrate de potasse, chauffé au rouge, oxide tous les métaux, même l'or et le platine [2].

Composition. D'après les analyses les plus exactes qui aient été faites jusqu'à présent du nitrate de potasse, sa composition est ainsi qu'il suit, savoir :

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide. | 45,92 [3] | 46,7 [4] | 51,36 [5] | 52 [6] | 53,54 [7] | 54,34 [8] | 52,95 [9] |
| Base. | 54,08 | 53,3 | 48,64 | 48 | 46,46 | 45,66 | 47,05 |
| Total. | 100,00 | 100,0 | 100,00 | 100 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

avec des gouttes d'eau. Cette même poudre grénée en fine, essayée à la petite éprouvette, fusait lentement par la lumière, sans pouvoir soulever l'obturateur : *Traité de l'art de fabriquer la poudre à canon.* P. 326 à 330. (*Note du Traducteur*).

[1] Brugnatelli, Ann. de Chim. XXVII, 74.
[2] Tennant, Bergman et Morveau.
[3] Kirwan, Nicholson's quarto Jour. III, 215.
[4] Richter, Statique chimique, p. 136.
[5] Bérard. Ann. de Chim. LXXI, 69.
[6] Wenzel's, Werwandschaft, p. 80.
[7] Wollaston.
[8] Mon analyse.
[9] Composition d'après la théorie.

C'est du nitrate de potasse que se retire tout l'acide nitrique, tel qu'on l'emploie, dans ses différens états, pour la chimie ou les arts. Brûlé avec le tartrate acide de potasse, le nitrate de potasse donne du carbonate de potasse pur. Il est d'un emploi indispensable en docimasie; on s'en sert également avec avantage pour l'analyse d'un grand nombre de substances végétales et animales. Mais un des composés les plus importans qu'on forme avec le nitrate de potasse, est celui de la *poudre à canon*, dont l'emploi a complètement changé l'art moderne de la guerre. On ignore à qui est due la découverte de ce composé, et quel est celui qui songea le premier à en introduire l'usage pour les objets de guerre. Ce qu'il y a de certain, c'est que les Allemands se servirent de canons dans le 14.e siècle. Il paraît, d'après certaines archives, citées par Wiegleb, qu'on fit emploi de canons en Allemagne avant l'an 1372. On ne trouve rien, dans aucun auteur européen, qui indique qu'on ait fait usage de la poudre avant le 13.e siècle; mais il paraît qu'à cette époque, cette composition était déjà connue depuis long-temps des Chinois. Il y a tout lieu de croire qu'on fit usage de canons à la fameuse bataille de Crécy, en 1346 [1]. Il paraît même qu'on s'en était servi trois ans plus tôt au siège d'Algésiras; mais avant ce temps les Allemands durent avoir connu les canons; car il en existe un à Amberg, dont l'inscription porte la date de 1303. Roger Bacon, qui mourut en 1292, eut connaissance des propriétés de la poudre à canon; mais il ne s'ensuit pas qu'il eût eu celle de son emploi pour les armes à feu [2].

Poudre à canon.

---

[1] La composition de la poudre à canon était connue en France avant 1338; c'est ce qui résulte évidemment du compte du trésorier des guerres, pour ladite année; compte dans lequel il est fait dépense d'achat de poudre, et autres choses nécessaires aux canons alors placés devant un château fortifié en Auvergne. Il paraît aussi, d'après la Chronique de Jean Froissart, qu'en 1339, il y avait des canons au Quesnoy dans le Hainault, lorsque le duc de Normandie se présenta devant cette place; enfin, suivant Anquetil, ce même duc de Normandie employa, en 1339, des canons au siége de Trin-l'Evêque, près Cambrai. *Traité de l'art de fabriquer la poudre à canon*, par Bottée et Riffault, *Exposé historique*, p. iij et iv.

(*Note du Traducteur.*)

[2] Watson's Chemical Essays. I, 327. On y trouve un plus grand détail sur ce sujet. On voit dans la vie de Barbour, par Robert Bruce, que le premier usage des armes à feu, en Angleterre, date de l'an 1320.

La poudre à canon est un composé de nitrate de potasse, de soufre et de charbon. Ces trois substances, après avoir été réduites en poudre, sont mêlées intimement ensemble : leurs proportions varient considérablement ; mais elles sont pour la bonne poudre de [1]

76 Nitrate de potasse.
15 Charbon.
9 Soufre.
100 [2]

Ces trois ingrédiens, après avoir été d'abord pulvérisés séparément, et ensuite mêlés intimement ensemble, sont mis à l'état de pâte avec de l'eau. Lorsque cette pâte a perdu un peu de son humidité, on la met sur une espèce de crible percé de petits trous, au travers desquels on la force de passer. On la divise ainsi en grains dont la grosseur dépend de la dimension des trous du crible ; lorsque ces grains sont en partie desséchés, on les met dans des tonneaux qu'on fait tourner en rond sur leur axe. Par ce mouvement, les grains se froissant l'un contre l'autre, leurs aspérités s'usent et disparaissent, et leurs surfaces deviennent unies. Dans cet état la poudre est lustrée, ou, ce qu'on appelle en terme de l'art, lissée [3].

Décomposition

La poudre à canon s'enflamme, ainsi que cela est bien connu, avec une explosion violente par l'application d'une chaleur

---

[1] Watson's Chemical Essays. II, 1 ; et Chimie de Beaumé. I, 455.

[2] De tous les dosages, adoptés ou proposés pour la confection de la poudre, celui-ci fut reconnu comme donnant les résultats les plus satisfaisans, par Pelletier et Riffault, chargés, en 1795, par le Gouvernement français, de recherches sur les moyens de perfectionner la fabrication de la poudre. Ce fut par des essais sur les mélanges des trois matières, dans un grand nombre de proportions diverses, et par une suite d'expériences intéressantes faites à la poudrerie d'Essone près Paris, qu'il fut constaté, que celui ci-dessus indiqué, donnait les portées les plus avantageuses ; et d'après leur rapport, il fut généralement prescrit. Mais on eut lieu de craindre que la trop grande proportion du charbon dans ce dosage ne fût nuisible à la conservation de la poudre, et pour qu'elle y fût un peu moindre, on préféra d'abord le dosage de 76 nitrate de potasse, 14 charbon et 10 soufre ; et depuis, par le même motif encore, on en est revenu à celui le plus anciennement adopté, de 75 nitrate de potasse, 12,5 charbon, et 12,5 soufre. *(Note du Traducteur.)*

[3] La fabrication de la poudre, décrite ici d'une manière si incomplète, se trouve exposée dans tous ses détails, en ce qui concerne le mode de cette fabrication ordinaire en France, dans l'ouvrage déjà cité, ayant pour titre : *Traité de l'art de fabriquer la poudre à canon.* *(Note du Traducteur.)*

rouge. Cette combustion a lieu même dans le vide; elle produit une émission très-abondante de gaz, dont le développement subit est la cause de tous les effets de la poudre. La combustion de cette substance résulte évidemment de la décomposition du nitrate de potasse par le charbon et le soufre[1]. Les produits sont du gaz acide carbonique, du gaz azote, du gaz acide sulfureux et probablement du gaz acide hydrosulfurique[2]. Cruikshanks s'est assuré qu'il ne se forme pas

---

[1] On peut, avec un mélange de nitrate de potasse et de charbon, sans soufre, faire une poudre à canon, qui donne des portées très-satisfaisantes; tandis qu'avec un mélange de nitrate de potasse et de soufre sans charbon, on n'obtiendrait rien. Il faut, pour opérer la déflagration complète de ce dernier mélange, l'introduire dans un creuset rougi au feu, ou projeter de petits morceaux de soufre dans du nitrate de potasse chauffé au rouge; et cette déflagration ne produirait pas le moindre des effets ordinaires de la poudre à canon. C'est donc à l'aide du charbon seulement que les deux autres des trois matières qui forment la composition de la poudre à canon, peuvent entrer en détonation. Mais Proust qui, s'étant particulièrement occupé de la fabrication de la poudre à canon, nous a déjà fait connaître une partie de son travail important sur ce sujet dans plusieurs Mémoires insérés dans le Journal de Physique, cite des expériences, d'où il résulte que la combustion du mélange, une fois qu'elle a été provoquée par le charbon, est efficacement accélérée par la présence du soufre; et que, de plus, le soufre ajoute aux effets de l'explosion par le surcroît de gaz qu'il fournit; cependant ces avantages de la présence du soufre dans la composition de la poudre ne se soutiennent que jusqu'à une certaine proportion de cette substance dans le mélange; proportion au-delà de laquelle, suivant Proust, le soufre prolonge, retarde et affaiblit la détonation beaucoup plus que ne le pourrait faire un grand excès de charbon. Maintenant, comme avec un mélange de nitrate de potasse et de charbon sans soufre, on peut faire, ainsi que nous l'avons déjà dit, de la poudre à canon de bonne qualité, mais qui a l'inconvénient de ne pas se conserver aussi bien dans le transport et dans les magasins, il en résulte qu'en ajoutant au mélange du nitrate de potasse et du charbon, la proportion du soufre justement nécessaire pour lui assurer tous ses avantages, proportion qui est à-peu-près celle du dosage actuel de la poudre à canon de fabrication française, on se procurera de plus, avec cette troisième substance, les moyens de rendre le mélange de la composition de la poudre plus propre à prendre corps par la trituration, la matière triturée plus facile à gréner, et la poudre confectionnée moins sujette à s'altérer.

(*Note du Traducteur.*)

[2] Il se produit, en outre, du deutoxide d'azote et du gaz oxide de carbone. On a trouvé quelquefois le deutoxide d'azote parmi ces gaz, dans la proportion de 8,5 volumes sur 100, le gaz acide carbonique en formant à lui seul environ 44. (*Note du Traducteur.*)

sensiblement d'eau [1]. Ce qui reste après la combustion est de la potasse combinée avec une petite portion d'acide carbonique, du sulfate de potasse, une très-petite proportion de sulfure de potasse et du charbon non-consumé [2]. Ce résidu attire promptement l'humidité de l'air, et le sulfure qu'il contient le rend susceptible d'agir fortement sur les substances métalliques.

Poudre fulminante.

Lorsqu'on mêle ensemble, dans un mortier un peu chaud, 3 parties de nitrate de potasse, 2 parties de potasse et 1 partie de soufre; le tout préalablement desséché, il en résulte un composé auquel on a donné le nom de *poudre fulminante*. Si, après avoir mis un peu de cette poudre dans une cuiller de fer, on la place sur des charbons ardens, ou si on la tient au-dessus de la flamme d'une bougie, la poudre se noircit par degrés, et à la fin elle se fond; au même instant elle fait explosion avec un bruit très-considérable, et il se produit une forte impression sur le fond de la cuiller, comme si elle avait été violemment pressée de haut en bas. Cette combustion, soudaine et bruyante, est due à l'action qu'exerce très-rapidement le soufre sur le nitrate de potasse. Par l'application de la chaleur, le soufre et la potasse forment un sulfure qui est combustible à une température probablement plus basse que le soufre lui-même. Il y a dégagement instantané de gaz acide hydro-sulfurique, de gaz azote et peut-être aussi de gaz acide sulfureux. C'est à l'action subite de ces gaz sur l'air environnant que le bruit de l'explosion doit être attribué. Sa force dépend évidemment de la combustion de la totalité de la poudre dans le même instant, et c'est par la fusion préalable que la poudre a éprouvée avant son explosion, que la rapidité de cette déflagration complète est assurée; autrement les grains de la poudre brûlent successivement.

On appelle *flux blanc*, un mélange de parties égales de nitrate de potasse et de tartrate acide de potasse, dont on a opéré la déflagration dans un creuset; ce n'est autre chose qu'un mélange de carbonate de potasse avec un peu de po-

---

[1] Les opinions sont partagées sur ce point; mais en considérant que la température, dans la détonation de la poudre, excède de beaucoup le degré de la chaleur rouge, il est vraisemblable que l'eau serait décomposée au moment de sa formation, si elle pouvait en effet avoir lieu. (*Note du Traducteur.*)

[2] Cruikshank's, Nicholson's Jour. IV, 258.

tasse pure. On nomme *flux noir*, à raison de sa couleur, le résidu de la déflagration produite de la même manière, de deux parties de tartrate acide de potasse et d'une partie de nitrate de potasse. Ce résidu est simplement un mélange de charbon et de carbonate de potasse.

Esp. 2. Le procédé de Schéele pour obtenir le *nitrite de potasse*, consiste à remplir une petite cornue de nitrate de potasse, et à la tenir ensuite chauffée au rouge pendant une demi-heure. Lorsqu'on l'a laissé refroidir, on trouve que le nitrate qu'on y avait mis est passé à l'état de nitrite. Le nitrite de potasse est déliquescent à l'air et il exhale des vapeurs rouges d'acide nitreux, lorsqu'on verse dessus tout autre acide quelconque. 2. Nitrite.

Esp. 3. *Carbonate de potasse*. Ce sel, connu des chimistes long-temps avant que Black en eût découvert la composition, se désignait sous une grande variété de noms, suivant la manière dont il avait été préparé, et c'est ainsi qu'on l'appela *nitre fixé, sel de tartre, alcali végétal*, etc. Bergman fut le premier qui en décrivit avec précision les propriétés, en 1774 [1]. Il y en a deux sous-espèces; savoir, le carbonate et le bicarbonate. 3. Carbonate.

Sous-Esp. 1. *Bicarbonate*. On forme ce sel en saturant de la potasse par l'acide carbonique, ce à quoi on réussit le mieux en faisant passer du gaz acide carbonique dans une dissolution de potasse jusqu'à ce qu'elle refuse d'en absorber davantage. La potasse du commerce est un carbonate de potasse impur. On peut la convertir en bicarbonate de potasse, en la distillant avec du carbonate d'ammoniaque solide [2]. Lorsque la potasse est ainsi saturée d'acide carbonique, elle abandonne toujours de la silice. Pelletier a proposé cette saturation comme la meilleure méthode pour dépouiller la potasse de cette terre. Préparation.

Le bicarbonate de potasse cristallise, suivant Bergman, en prismes quadrangulaires, terminés à leurs sommets par deux triangles renversés en forme de toît de maison [3]. Les cristaux de ce sel, obtenus par Pelletier, étaient de prismes tétraèdres rhomboïdaux, à sommets dièdres, et offrant dans le Propriété.

---

[1] Opusc. I, 13.

[2] Berthollet.

[3] Bergman. I, 13.

cristal complet huit faces; savoir : deux hexagones et deux rectangles pour le prisme ; quatre rhombes pour les pyramides [1]. Sa saveur est alcaline, mais sans causticité; il verdit encore les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est de 2,012 [2]. Il est soluble dans environ quatre fois son poids d'eau, à la température ordinaire de l'atmosphère [3]. L'eau bouillante en dissout les 0,833 de son poids [4]. L'alcool n'en peut prendre, même à chaud, qu'environ les 0,0008. Pelletier a observé que, pendant la dissolution de ce sel cristallisé dans l'eau bouillante, il se dégage des bulles de gaz acide carbonique. Ce carbonate de potasse cristallisé ne s'altère point à l'air. Il perd au feu son eau de cristallisation, et une portion de son acide; mais il n'est pas complètement décomposé.

Les parties constituantes de ce sel sont, d'après les analyses les plus exactes qui en aient été faites, dans les proportions suivantes :

*Composition.*

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide... | 43 [5]... | 43 [6]... | 46,19 [7]... | 47,83 [8] |
| Base.... | 40 ... | 41 ... | 53,81 ... | 52,17 |
| Eau.... | 17 ... | 16 | | |
| | 100 | 100 | | |

Les cristaux de ce sel contiennent précisément 1 atôme d'eau; de sorte qu'ils consistent en

| | |
|---|---|
| Sel anhydre..... | 91,09 |
| Eau..... | 8,91 |
| | 100,00 |

Préparation. Sous-Esp. 2. *Carbonate.* C'est dans cet état que se trouve toujours la potasse du commerce; mais sa pureté est altérée par son mélange avec d'autres substances. On peut se pro-

[1] Ann. de Chim. XV, 29.
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[3] Bergman. I, 13.
[4] Pelletier.
[5] Kirwan, Nicholson's quarto Jour. III, 215.
[6] Pelletier, Ann. de Chim. XV, 33.
[7] Berard, Ann de Chim. LXXI, 69.
[8] Composition théorétique.

curer le carbonate pur en chauffant au rouge dans un vaisseau d'argent ou de platine, le bicarbonate neutre préparé par le procédé précédemment décrit. Une portion de l'acide carbonique se dégage. Le carbonate, ainsi obtenu, a une saveur alcaline plus forte et agit avec plus d'énergie que le carbonate sur les substances animales et végétales. Exposé à l'air, il y devient promptement déliquescent et se résout en un liquide d'une consistance huileuse. Il n'absorbe pas sensiblement l'acide carbonique de l'atmosphère. On ne peut enlever à ce sel son excès d'alcali, en le traitant avec l'alcool. Le docteur Wollaston a fait voir que ce sel contient exactement la moitié de l'acide qui existe dans le carbonate de potasse [1], d'où il suit qu'il est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide carbonique.... | 2,75... | 100 |
| Potasse ..... | 6,00... | 218,18 |

Il paraît résulter des expériences de Berard que ce sel, séché doucement de manière à le rendre solide, est composé de 1 atôme de sel anhydre + 2 atômes d'eau, ou, en poids, de

| | |
|---|---|
| Sel anhydre..... | 79,4 |
| Eau ..... | 20,6 |
| | 100,0 |

Composition de la potasse du commerce.

La potasse du commerce est toujours à l'état d'un carbonate; mais elle contient aussi plusieurs substances étrangères qui rendent très-variable la proportion d'alcali. Kirwan proposa une méthode ingénieuse pour en reconnaître la quantité dans un échantillon quelconque, par la propriété qu'il a de précipiter l'alumine de l'alun. Vauquelin a indiqué depuis un moyen d'essai encore plus simple. Ce moyen consiste à déterminer la quantité d'acide nitrique d'une densité connue nécessaire pour saturer un poids donné du sel [2]. On voit, par les expériences de Vauquelin [3], que les différentes espèces de potasse du commerce le plus généralement connues, sont composées ainsi qu'il suit, savoir :

---

[1] Wollaston, on superacid and subacid Salts. Phil. Trans. 1808.

[3] Ann. de Chim. XL, 273.

[3] *Ibid.*

| | Potasse réelle. | Sulfate de potasse. | Hydrochlorate de potasse. | Résidu insoluble. | Acide carbonique et Eau. | Total. |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Potasse de Russie. | 772 | 65 | 5 | 56 | 254 | 1152 |
| *Idem* d'Amérique. | 857 | 154 | 20 | 2 | 119 | 1152 |
| Perlasse d'Amérique. | 754 | 80 | 4 | 6 | 308 | 1152 |
| Potasse de Trèves. | 720 | 165 | 44 | 24 | 199 | 1152 |
| *Idem* de Dantzick. | 603 | 152 | 14 | 79 | 304 | 1152 |
| *Idem* des Vosges. | 444 | 148 | 510 | 34 | 304 | 1440 |

4. Borate. Esp. 4. *Borate de potasse.* Ce sel, que Baron forma le premier, est très-peu connu. On peut l'obtenir en calcinant un mélange d'acide borique et de nitrate de potasse. La chaleur dégage l'acide nitrique et laisse une masse saline blanche qui étant dissoute dans l'eau, donne des cristaux de borate de potasse, en prismes à quatre pans. Ce sel peut se combiner avec un excès de base, et former ainsi un sous-borate de potasse. D'après les expériences de Wenzel, le borate de potasse est composé de *

Acide..... 100
Base..... 30

* Verwandtschaft, p. 228.

Les parties constituantes du borate pur doivent être de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide borique..... | 2,875... | | 100 |
| Potasse..... | 6 | ... | 208,5 |

Ces parties seraient, pour le biborate de potasse, de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide borique... | 2,875 × 2... | | 100 |
| Potasse..... | 6 | ... | 104,25 |

D'où il suit évidemment que l'analyse de Wenzel est très-erronée. Berzelius essaya de déterminer, par expérience, la composition de ce sel, mais il ne put y réussir.

Esp. 5. *Silicate de potasse.* Ce sel est le composé, anciennement connu des chimistes sous la dénomination de *liqueur des cailloux.* On peut le former en faisant fondre trois parties de potasse en poids avec une partie de silice. Il en résulte un liquide transparent, incolore, qui, par le refroidissement, se congèle en verre. Ce verre est soluble dans l'eau, et sa dissolution, incolore, s'appèle liqueur des cailloux. 5. Silicate.

La silice parait être susceptible de s'unir à la potasse dans un grand nombre de proportions. Le verre peut être considéré comme étant un sursilicate de potasse, dans lequel la silice entre en proportion très-considérable.

Esp. 6. *Phosphate de potasse.* Il y a trois sous-espèces de ce sel, savoir : le *phosphate*, le *biphosphate* et le *sous-phosphate de potasse.* 6. Phosphate.

Sous-Esp. 1. *Phosphate de potasse.* On peut préparer ce sel en ajoutant du carbonate de potasse à de l'acide phosphorique chaud, jusqu'à ce que la dissolution cesse de produire aucun effet sur les couleurs bleues végétales. Lorsque cette dissolution, suffisamment concentrée, est abandonnée à elle-même dans un lieu sec, il s'y dépose par degrés du phosphate de potasse en petits cristaux transparens. Ces cristaux sont des prismes à quatre pans, terminés par des pyramides tétraèdres. Les côtés des prismes sont tous égaux, et ses angles sont droits. Quelquefois le prisme interposé manque, de sorte que les cristaux ont la forme de petits octaèdres. Ce sel a une saveur fraîche et un peu urineuse ; mais cette saveur n'est ni forte ni désagréable. Ce phos-

phate ne s'altère point à l'air, il ne contient point d'eau de cristallisation. Il est très-soluble dans l'eau, et chauffé au rouge, il se fond en un liquide. Il est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide phosphorique... | 4,5..... | 100 |
| Potasse..... | 6 ..... | 133,3 |

Sous-Esp. 2. *Biphosphate.* Ce sel est aisément produit en dissolvant le phosphate neutre dans l'acide phosphorique jusqu'à saturation. Il cristallise difficilement en prismes striés; il affecte plus aisément la forme d'une gelée, et lorsque l'évaporation est poussée plus loin, il se dessèche entièrement. La pesanteur spécifique de ce sel, lorsqu'il est sec, est de 2,8516 *. Il est extrêmement soluble dans l'eau. Lorsqu'il est sec, il attire promptement l'humidité de l'atmosphère, et s'y résout en un liquide visqueux. Chauffé il éprouve d'abord la fusion aqueuse; il laisse alors son eau de cristallisation s'évaporer, et il finit par se dessécher. A une haute température, il se fond en un verre transparent, qui redevient déliquescent à l'air.

Sous Esp. 3. *Sous-phosphate.* Ce sel se prépare en soumettant à l'action d'une forte chaleur, dans un creuset de platine, un mélange de phosphate de potasse et de potasse pure. On obtient ainsi une substance blanche qui est le sous-phosphate. On peut se le procurer aussi en faisant bouillir un sur-phosphate alcalin quelconque dans une dissolution de potasse. Il se précipite une poudre blanche qui est le sous-phosphate de potasse qu'on voulait obtenir: c'est ainsi que Margraff le préparait.

Le phosphate de potasse est insipide et insoluble dans l'eau froide; mais il se dissout dans l'eau chaude, et se précipite, par refroidissement, dans cette dissolution, en une poudre graveleuse. Ce sel est extrêmement fusible; au chalumeau, il se forme en une suite de grains transparens qui deviennent opaques en se refroidissant. Il se dissout dans les acides nitrique, hydrochlorique et phosphorique; les dissolutions sont épaisses et glutineuses. Elles précipitent par les alcalis, lorsqu'elles sont concentrées; mais cet effet n'a pas lieu si elles sont suffisamment étendues.

---

* Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

Ce sel est composé, suivant l'analyse de Saussure jeune, de

| | |
|---|---|
| Acide | 35 |
| Base | 65 |
| | 100 [1] |

Sa véritable constitution doit être de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 4,5 | ..... | 100 |
| Potasse..... | 6 × 2 = 12 | ..... | 266,6 |

Ce sel a la propriété de se combiner avec la chaux et de former ainsi un sel triple insoluble.

Esp. 7. *Phosphite de potasse.* On n'a point encore examiné ce sel dans son état de pureté.

Esp. 8. *Hypophosphite de potasse.* Ce sel est très-soluble dans l'eau. Il est plus déliquescent que l'hydrochlorate de chaux. Il se dissout dans l'alcool en toutes proportions. Exposé à l'air, il en absorbe par degrés l'oxigène et devient acide. Etant chauffé, il donne du gaz hydrogène phosphoré et du phosphore; il reste une certaine quantité d'acide phosphorique à l'état d'union avec la potasse [2]. 8. Hypophosphite.

Esp. 9. *Sulfate de potasse.* Il y a deux sous-espèces de ce sel; la première est le sulfate neutre, et l'autre un bisulfate. 9. Sulfate de potasse.

Sous-Esp. 1. *Sulfate.* On prépare ce sel en saturant par l'acide sulfurique de la potasse étendue d'eau, et en évaporant doucement la dissolution jusqu'à ce qu'il s'y forme des cristaux. Ce sulfate semble être un des sels le plus anciennement connus des chimistes. Il a reçu autant de noms divers qu'on a trouvé de différentes manières de le préparer, ou qu'il a plu au manipulateur de l'appeler. Quelques-unes de ces dénominations furent celles de *specificum purgans, nitrum fixum, arcanum duplicatum, panacea holsatica, sel de Duobus, sel polychreste de glaser, etc.* Mais il était le plus habituellement connu sous le nom de *tartre vitriolé*, jusqu'à l'époque où les chimistes français fondèrent leur nouvelle nomenclature, en 1787. C'est alors

[1] Sur la Vegete, p. 321.

[2] Dulong, Ann. de Chim. et Phys. II, 142.

qu'ils l'appelèrent *sulfate de potasse* [1]. La découverte du sulfate de potasse, ou peut-être, du bisulfate, est due à l'examen qu'on fit de ce qui restait dans la cornue, après avoir préparé l'acide nitrique, par la distillation d'un mélange d'acide sulfurique et de nitrate de potasse. C'était le sel obtenu de ce résidu, qu'on appela *panacea duplicata* ou *arcanum duplicatum*. Le duc de Holstein acheta, vers l'an 1663, moyennant 500 dollars, le procédé de la préparation de ce sel, comme remède dans les fièvres, la pierre et le scorbut [2].

Propriétés. Lorsque la dissolution du sulfate de potasse est suffisamment étendue, elle donne, par l'évaporation, des cristaux en pyramides hexaèdres, ou en prismes très-courts à 6 pans, terminés par une ou un plus grand nombre de pyramides à 6 faces; mais la forme de ces cristaux varie beaucoup, suivant le plus ou moins de soin qu'on a mis à en opérer la production.

Ce sulfate a une saveur amère très-désagréable. Sa pesanteur spécifique est, suivant Wallerius, de 2,298 [3]. Hassenfratz la porte à 2,4073 [4] et Watson à 2,636 [5]. A la température de 16° centigrades, il lui faut 16 fois son poids d'eau pour le dissoudre, et il n'exige que 5 fois son poids de ce liquide bouillant [6]. Lorsqu'on le tient en ébullition dans l'eau, elle en dissout les 0,242, ou à-peu-près un quart de son poids [7].

Le sulfate de potasse ne s'altère point à l'air. Mis sur des charbons ardens, il décrépite, mais sans éprouver aucun autre changement dans sa nature. Chauffé au rouge, il se fond et perd un et demi pour cent de son poids. Il est quelquefois lumineux dans l'obscurité, ainsi que l'a observé M. Giobert.

Composition. La composition de ce sulfate est, d'après les analyses les

---

[1] Bergman l'appela alcali végétal vitriolé; et Morveau, vitriol de potasse.

[2] Shaw's Boyle. I, 64.

[3] Chemistry, p. 265.

[4] Ann. de Chim. XXVIII, 12.

[5] Chemical Essays. V, 67.

[6] Bergman. I, 135.

[7] Wenzel's Verwandschaft, p. 310.

plus exactes qui en aient été publiées jusqu'à présent, ainsi qu'il suit, savoir :

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide. | 42,76[1] | 45,2[2] | 45,3[3] | 45,72[4] | 47,1[5] | 45,46[6] |
| Base.. | 57,24 | 54,8 | 54,7 | 54,28 | 52,9 | 54,54 |
| | 100,00 | 100,0 | 100,0 | 100,00 | 100,0 | 100,00 |

Le sulfate de potasse ne contient point d'eau de cristallisation.

Sous-Esp. 2. *Bisulfate.* Ce sel peut s'obtenir en chauffant un mélange de trois parties de sulfate de potasse et d'une partie d'acide sulfurique. Ce fut Rouelle l'aîné, qui le distingua le premier du sulfate.

Ce sel cristallise ordinairement en longues aiguilles déliées; mais on peut l'obtenir en prismes à 6 pans. Sa saveur est âcre. Il rougit les couleurs bleues végétales. Il est soluble dans cinq parties d'eau, à la température de 16° centig.[7]; il s'altère à peine à l'air. Lorsqu'il est chauffé, il se fond aisément et prend une apparence huileuse; mais en se refroidissant, il redevient tout aussi blanc qu'il pouvait l'être. Par une chaleur très-forte et continuée pendant long-temps, l'excès de son acide est séparé, et il est transformé en sulfate. Le docteur Wollaston a fait voir que ce sel contient exactement deux fois autant d'acide que le *sulfate*[8].

Esp. 10. *Sulfate ammoniaco de potasse.* Ce sel, que Link décrivit le premier, peut s'obtenir en saturant le sursulfate de potasse par l'ammoniaque. Les cristaux sont des lames brillantes, d'une saveur amère, et qui ne s'altèrent point à l'air. Ils sont composés de

60 Sulfate de potasse.
40 Sulfate d'ammoniaque.
100[9].

Esp. 11. *Sulfite de potasse.* Berthollet, Fourcroy et Vau- 11. Sulfite.

[1] Berard, Ann. de Chim. LXXI, 47.
[2] Kirwan, Nicholson's, quarto Jour. III, 215.
[3] Wenzel, Verwandschaft, p. 54.
[4] Mon analyse.
[5] Berzelius Ann. de Chim. LXXVII, 34.
[6] Composition théorétique.
[7] Link, Crell's Annals, 1796, I, 26.
[8] On superacid and subacid salts. Phil. Trans. 1803.
[9] Link, Crell's Annals, 1796, I, 29.

quelin, sont les premiers chimistes qui aient donné une description exacte de ce sel, que Stahl avait découvert, et qui, en conséquence, était anciennement connu sous le nom de *sel sulfureux de Stahl.* On peut le préparer en faisant passer de l'acide sulfureux dans une dissolution saturée de carbonate de potasse, jusqu'à ce que toute effervescence ait cessé. La liqueur s'échauffe, et elle cristallise par refroidissement [1].

Propriétés. Les cristaux de ce sel sont blancs, transparens et sous la forme de lames rhomboïdales. Sa cristallisation présente souvent de petites aiguilles, divergeant d'un centre commun [2]. Sa pesanteur spécifique est de 1,586 [3]. Il a une saveur pénétrante et sulfureuse. Il est soluble dans son propre poids d'eau à la température ordinaire de l'atmosphère; mais il se dissout en beaucoup plus grande quantité dans l'eau bouillante. Il change à peine d'apparence à l'air. Il y perd environ deux pour cent de son poids, et alors il est peu-à-peu, mais très-lentement, transformé en sulfate de potasse. Exposé à une chaleur soudaine, il décrépite, il perd son eau de cristallisation et une portion de son acide. Il se dégage alors une certaine quantité de soufre de l'acide restant, et le résidu est du sulfate de potasse, avec un léger excès d'alcali. L'acide nitrique convertit ce sulfite en sulfate de potasse, en lui fournissant de l'oxigène. Le chlore produit le même effet, mais imparfaitement, parce qu'il en sépare une portion de son acide sans altération.

Le sulfite de potasse décompose les oxides d'or, d'argent et de mercure, le deutoxide de plomb, le peroxide de manganèse et le deutoxide de fer. Si, après l'avoir fait bouillir dans l'eau avec le tritoxide de fer ou le deutoxide d'arsenic, on y ajoute un acide, il se produit un précipité qui consiste dans ces oxides unis à un peu de soufre; le sel est converti en sulfate; et, en même-temps, il se dégage de l'acide hydro-sulfurique.

Le sulfite de potasse est composé de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide sulfureux.... | 4.... | 40.... | 100 |
| Potasse... ..... | 6.... | 60.... | 150 |

---

[1] Fourcroy et Vauquelin, Nicholson's Journ. I, 317.
[2] *Ibid.*
[3] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

Esp. 12. *Arseniate de potasse.* Ce sel comprend deux sous-espèces, l'arseniate neutre et le binarseniate. 12. Arseniate.

Sous-Esp. 1. *Arseniate.* L'acide arsenique, lorsqu'il est saturé par la potasse, donne naissance à un sel incristallisable, déliquescent à l'air, qui verdit le sirop de violettes, mais qui n'altère pas la teinture de tournesol. Chauffé dans un creuset d'argile, il est en partie converti en un verre blanc, et transformé en partie en un sur-arseniate de potasse. En distillant, dans une cornue, un mélange de ce sel avec le huitième de son poids de charbon en poudre, il se boursouffle, et bouillonne fortement; ce qui provient évidemment du dégagement du gaz acide carbonique; et en même-temps, il se sublime de l'arsenic. Il ne reste dans la cornue que du carbonate de potasse et du charbon.

Sous-Esp. 2. *Binarseniate.* Ce sel porta pendant longtemps le nom de *sel arsenical neutre de Macquer,* parce que ce fut ce chimiste qui le forma le premier. Il l'obtint en distillant, à la cornue, un mélange de parties égales de deutoxide d'arsenic et de nitrate de potasse; en dissolvant ensuite, dans de l'eau chaude la masse blanche saline qui restait dans la cornue après la distillation, et en évaporant convenablement la liqueur filtrée, elle donnait de beaux cristaux transparens de binarseniate [1].

Schéele reconnut, le premier, la composition de ce sel, après avoir découvert qu'on le produisait, en ajoutant de l'acide arsenique à une dissolution d'arseniate de potasse, jusqu'à ce que cette dissolution cessât d'altérer la couleur du sirop de violettes. Elle rougit alors la teinture de tournesol et donne, par l'évaporation, de beaux cristaux du sel neutre de Macquer.

Ce sel cristallise en prismes à 4 pans, terminés par des pyramides tétraèdres, dont les arêtes correspondent à celles du prisme. Il est soluble dans l'eau, et il rougit les couleurs bleues végétales. Ce sel n'est pas décomposé par les sels à bases de chaux ou de magnésie, comme cela a lieu avec l'arseniate de potasse [2].

Esp. 13. *Arsenite de potasse.* C'est un liquide visqueux, de couleur jaune, qui ne cristallise pas. On le forme, en sa-

---

[1] Mém. Par. 1746 et 1748.
[2] Macquer et Schéele.

turant une dissolution de potasse par l'acide arsenieux.

14. Antimoniate.

Esp. 14. *Antimoniate de potasse.* Ce sel se prépare en exposant un mélange d'une partie d'antimoine en poudre, et six parties de nitrate de potasse, à la chaleur la plus forte qu'il puisse supporter sans entrer en fusion. On le réduit alors en poudre, et on le lave avec de l'eau froide jusqu'à ce que tout l'alcali et le nitrate de potasse soient dissous; il reste, alors, l'antimoniate de potasse. C'est une poudre blanche, d'une saveur âcre et légèrement métallique. Elle se dissout à peine dans l'eau froide, mais facilement dans ce liquide bouillant. Cette dissolution ne laisse rien déposer par le refroidissement. Lorsqu'elle a été évaporée jusqu'à consistance de sirop, elle donne une poudre blanche grenue, très-légère. Si cette évaporation de la dissolution est poussée jusqu'à consistance de miel, elle se congèle en totalité par le refroidissement en une croûte demi-transparente, flexible. Evaporée à siccité, elle laisse un émail blanc, qui est cassant et fendillé en tous sens. Ce sel contient onze et demi pour cent d'eau. Il ne se décompose que très-difficilement. Il est formé, d'après les expériences de Berzelius, de

| | | |
|---|---|---|
| Acide antimonique..... | 79,2..... | 100 |
| Potasse..... | 20,8..... | 26 |

Il résulte de cette analyse, que ce sel est un tritantimoniate, ou un composé de 3 atômes d'acide avec un atôme de potasse *.

Esp. 15. *Antimonite de potasse.* Berzelius forma ce sel en faisant fondre ensemble du deutoxide d'antimoine et de la potasse caustique. On enlève alors la potasse par des lavages à l'eau froide, et la poudre qui reste est dissoute dans l'eau bouillante. En évaporant cette eau, elle donne le sel à l'état de pureté. Ses propriétés ressemblent beaucoup à celles de l'antimoniate de potasse. Il est composé, suivant l'analyse de Berzelius, de

| | | |
|---|---|---|
| Acide antimonieux..... | 76,6..... | 100 |
| Potasse..... | 23,4..... | 30,55 |

Ce résultat se concilie, à-peu-près, avec la supposition, que le sel est formé de 1 atôme acide + 1 atôme potasse,

* Berzelius, Nicholson's Journ. XXXV, 38.

si le poids d'un atôme d'acide antimonieux est, ainsi que nous l'avons déjà trouvé, de 20,875 [1].

Esp. 16. *Chromate de potasse.* Ce sel n'a encore été examiné, jusqu'à présent, que par Vauquelin [2] et John [3]. Il y en a deux sous-espèces : la première est le chromate neutre, d'un jaune citron, qui cristallise en petits prismes. Lorsque ce chromate est chauffé, sa couleur passe au rouge ; mais par le refroidissement, sa couleur naturelle est reproduite. La seconde sous-espèce est le bichromate, dont la couleur est d'un jaune orangé, et qui cristallise en beaux prismes. 16. Chromate.

Esp. 17. *Molybdate de potasse.* On peut former ce sel, ou par l'union directe de son acide avec la base, ou bien, en chauffant dans un creuset un mélange de deux parties de nitrate de potasse et d'une partie d'acide molybdique, et en lessivant ensuite la masse obtenue. La dissolution cristallise par évaporation, en petites lames rhomboïdales insérées les unes dans les autres. Ces cristaux sont clairs, ayant une saveur métallique. Chauffés au chalumeau sur un charbon, ils se fondent sans se boursouffler et se convertissent en petits globules, qui sont promptement absorbés par le charbon. Lorsqu'on les fond avec un mélange de phosphate de soude et d'ammoniaque (ou sel microcosmique), ils donnent à ce mélange une teinte verte. L'eau chaude dissout complètement ces cristaux, et l'hydrocyanate de potasse précipite cette dissolution en brun rougeâtre [4]. Tous les acides forts séparent l'acide molybdique du molybdate de potasse, dans les dissolutions de ce sel. 17. Molybdate.

Esp. 18. *Tungstate de potasse.* La potasse dissout l'oxide de tungstène. En mettant de cet oxide dans une dissolution de potasse ou de carbonate de potasse, on en obtient, en l'évaporant, le tungstate de potasse, qui se précipite à l'état d'une poudre blanche. Cette dissolution de l'oxide de tungstène dans la potasse ou le carbonate de potasse, retenant toujours un excès de potasse, elle refuse de dissoudre l'oxide jusqu'à ce que l'alcali ait été neutralisé complètement. 18. Tungstate

Le tungstate de potasse a une saveur métallique et caus-

---

[1] Berzelius, Nicholson's Journ. XXXV, 44.
[2] Ann. de Chim. LXX, 70.
[3] Annals of Philosophy, IV, 425.
[4] Klaproth, Ann. de Chim. VIII, 106.

tique. Il est soluble dans l'eau, et devient très-promptement déliquescent à l'air. Sa dissolution dans l'eau est décomposée par tous les acides : ils y occasionnent un précipité composé de l'oxide, de potasse, et de l'acide employé. Ce précipité ou sel triple est l'acide molybdique de Schéele[1].

Esp. 19. *Nitro-tungstate de potasse.* Ces tungstates peuvent se combiner avec un certain nombre d'acides, et former avec eux une espèce particulière de sels neutres qui n'ont pas été examinés, si ce n'est le *tungstate nitraté de potasse*, qui est le sel primitivement décrit par Schéele, sous le nom d'*acide de tungstène.*

Ce sel s'obtient sous la forme d'une poudre blanche. Il a une saveur acide et amère ; il rougit l'infusion de tournesol, et il exige 20 parties d'eau bouillante pour se dissoudre. Deluyart remarqua le premier que c'est un composé d'acide nitrique, d'oxide de tungstène, et de potasse.

Columbate. Esp. 20. *Columbate de potasse.* En faisant bouillir de l'acide columbique avec une dissolution de potasse, une portion de cet acide est dissoute, et la liqueur donne, par évaporation, un sel blanc, éclatant, sous la forme d'écailles, ayant beaucoup de ressemblance avec l'acide borique. La saveur de ce sel est âcre et désagréable. Il ne s'altère point à l'air. L'eau froide ne le dissout qu'en très-petite quantité, mais la dissolution est incolore et permanente. L'acide est précipité à l'état d'une poudre blanche par l'acide nitrique, et autres acides[2].

Acétate. Esp. 21. *Acétate de potasse.* On a supposé, mais vraisemblablement sans aucun fondement, que Pline avait eu connaissance de ce sel, parce qu'il recommande un mélange de vinaigre et de cendres gravélées, comme moyen curatif d'une espèce particulière de tumeur[3]. Raymond Lulle est le premier qui ait décrit ce sel d'une manière claire et précise. Il a reçu un grand nombre de noms, comme par exemple ceux d'*arcanum tartari*, *terre foliée secrète du tartre*, *sel essentiel du vin*, *tartre régénéré*, *sel diurétique*, *sel digestif*

---

[1] Vauquelin et Hecht, Jour. des Min., n.° 19, p. 20.

[2] Hatchett's analysis of a mineral from north America, Phil. Trans. 1802.

[3] Plinii. Lib. XXIII, proemium.

*de Sylvius*. On prépare ordinairement ce sel en faisant dissoudre du carbonate de potasse dans du vinaigre distillé, et en évaporant ensuite à une douce chaleur cette dissolution jusqu'à siccité. Lorsque la dissolution a été évaporée à un certain point, comme du quart aux trois quarts, on la filtre à travers un charbon animal, pourvu qu'on ait eu soin d'employer du vinaigre distillé pour la préparation de ce sel[1]. Par ce procédé, on l'obtient en belles lames blanches. On peut aussi, par une évaporation convenablement ménagée, se le procurer en cristaux prismatiques réguliers. Ce sel a une saveur chaude acerbe. 102 parties d'eau, à la température de 16° centigrades, peuvent en dissoudre 100 parties[2]. Il devient humide à l'air ; mais les cristaux y éprouvent à peine aucun changement, lorsqu'ils ont été obtenus par une évaporation spontanée. Lorsque ce sel est chauffé, il se fond aisément, et à une température élevée, son acide est décomposé. Il passe dans le récipient une liqueur, qui contient quelquefois une portion considérable d'ammoniaque et d'acide hydrocyanique. Le résidu, dans la cornue, consiste en un mélange de charbon, de carbonate et hydrocyanate de potasse[3]. La présence de l'ammoniaque et de l'acide hydrocyanique dans les produits de la distillation de l'acétate de potasse, porta Proust à considérer l'azote comme étant une des parties constituantes de l'acide acétique; mais Trommsdorf et Proust lui-même, ont reconnu depuis, qu'il ne se trouvait ni ammoniaque ni acide hydrocyanique dans les produits de l'acétate de potasse pur[4]. Lorsqu'on distille l'acétate de potasse avec le deutoxide d'arsenic, il s'en exhale, suivant Cadet, une fumée blanche, d'une odeur fétide et suffocante, qui s'enflamme spontanément lorsqu'elle a le contact de l'air.

On a indiqué, dans la table qui suit, les proportions des parties constituantes de l'acétate de potasse, telles qu'elles ont été établies d'après les expériences faites jusqu'à présent sur ce sel.

---

[1] Figuier, Ann. de Chim. LXXXVI, 44.

[2] Spielmann.

[3] Proust, Ann. de Chim. XLII, 231.

[4] Ann. de Chim. LXI, 111.

Composition.

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide... | 38,5[1].. | 47,98[2].. | 49,85[3].. | 51,52[4] |
| Base.... | 61,5... | 52,02... | 50,15... | 48,48 |
| | 100,0 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

22. Benzoate. Esp. 22. *Benzoate de potasse.* Il y a deux sous-espèces de ce sel. 1. Le benzoate neutre, qui affecte, en cristallisant, la forme de plumes. Ce sel a une saveur acerbe et salée; il est très-soluble dans l'eau, et déliquescent à l'air. 2. Le bibenzoate : il cristallise en petites lames et en aiguilles, qui exigent dix fois leur poids d'eau froide pour se dissoudre. Il rougit les couleurs bleues végétales, et sa saveur est acide et sucrée. Lorsqu'il est chauffé au rouge, une partie de l'acide se sublime sans avoir éprouvé de décomposition, mais il s'en détruit également une partie. Il se forme une huile empyreumatique, et il reste du charbon mêlé de carbonate de potasse[5].

23. Succinate. Esp. 23. *Succinate de potasse.* Ce sel cristallise, suivant Léonardi et Stockar, en prismes à trois pans; sa saveur est amère et salée. Il est très-soluble dans l'eau, et déliquescent à l'air. Exposé à la chaleur, il décrépite et se fond, et une forte chaleur le décompose.

Esp. 24. *Moroxylate de potasse.* Inconnu.

25. Camphorate. Esp. 25. *Camphorate de potasse.* On prépare ce sel en dissolvant dans l'eau du carbonate de potasse, et en saturant la dissolution avec l'acide camphorique. Lorsque toute effervescence a cessé, on fait évaporer la liqueur jusqu'à consistance d'un syrop liquide; il s'y dépose, par refroidissement, des cristaux de camphorate de potasse. Ce camphorate est blanc et transparent. Ses cristaux sont des hexagones réguliers. Sa saveur est un peu amère et légèrement aromatique.

L'eau, à la température de 16° centigrades, ne dissout qu'un centième de son poids de ce sel; elle en prend les 0,25 lorsqu'elle est bouillante. Le camphorate de potasse se dissout dans l'alcool, et cette dissolution brûle avec une flamme bleue. Ce sel, exposé à un air humide, perd en partie sa transpa-

---

[1] Higgins on acetous acid, p. 8.
[2] Richter, Statique chimique. I, 136.
[3] Wenzel, Verwandtschaft. I, p. 147.
[4] Composition théorétique.
[5] Bucholz, Ann. de Chim. LXXXIV, 311.

rence ; mais à un air sec, il n'éprouve aucun changement. Lorsqu'il est chauffé, il fond, se boursouffle, et l'acide est volatilisé en une fumée épaisse qui a une odeur aromatique. Au chalumeau, il brûle avec une flamme bleue, et la potasse reste à l'état de pureté[1].

Esp. 26. *Bolétate de potasse.* Ce sel a été décrit p. 166 de ce volume.

Esp. 27. *Subérate de potasse.* Il faut, pour préparer ce sel, employer le carbonate de potasse cristallisé. En versant de l'acide subérique dans une dissolution de ce carbonate, il s'y forme, par l'évaporation, des cristaux en prismes à quatre pans inégaux. Sa saveur est amère et un peu salée. Il rougit les couleurs bleues végétales ; il est très-soluble dans l'eau. Par l'action de la chaleur, il se fond, et son acide finit par être volatilisé[2]. 27. Subérate.

Esp. 28. *Oxalate de potasse.* Ce sel comprend trois sous-espèces, l'*oxalate*, le *binoxalate* et le *quadroxalate*. 28. Oxalate.

Sous-Esp. 1. *Oxalate.* Ce sel est aisément formé en dissolvant de la potasse dans de l'acide oxalique; mais cette dissolution ne cristallise facilement qu'autant qu'elle contient un léger excès, soit d'acide, soit de base. Une dissolution, formée de deux parties de carbonate de potasse et d'une partie de l'acide, cristallise en prismes héxaèdres, qui ressemblent aux cristaux d'acide oxalique. Ces cristaux tombent en poussière lorsqu'ils sont chauffés; ils verdissent le papier de tournesol, mais ils rougissent cette teinture végétale, ainsi que le sirop de violettes[3].

Lorsque l'oxalate de potasse est à l'état de sel neutre, il cristallise en rhomboïdes applatis, ordinairement terminés par des sommets dièdres. Les arêtes du prisme sont le plus souvent renfoncées. Sa saveur est fraîche et amère. A la température de 10° centigrades, 100 parties d'eau dissolvent 45 parties du sel. Lorsqu'après l'avoir fait sécher au bain de sable, on le place dans un lieu humide, il absorbe un peu d'humidité de l'atmosphère.

Sous-Esp. 2. *Binoxalate.* Ce sel existe tout formé dans l'*oxalis acetosella* ou oseille sauvage, et dans le *rumex*

---

[1] Bouillon-Lagrange, Ann. de Chim. XXVII, 24.
[2] *Ibid.* XXIII, 52.
[3] Bergman. I, 260.

*acetosa*. On l'en extrait en grandes quantités dans quelques contrées de l'Europe. Il est connu sous le nom de *sel d'oseille*, et il se vend en Angleterre comme *sel essentiel de citron*. Duclos fait mention de ce sel dans les Mémoires de l'Académie française, pour 1668. Margraff reconnut et prouva le premier qu'il contenait de la potasse ; et Schéele découvrit que son acide est l'acide oxalique. Wenzel et Wiegleb avaient déjà fait un grand nombre d'expériences intéressantes sur ce sel.

On peut le préparer, ainsi que Schéele l'a fait voir, en versant peu à-peu de la potasse dans une dissolution saturée d'acide oxalique dans l'eau ; aussitôt que cette addition d'alcali se trouve être en quantité convenable, le binoxalate se précipite ; mais il faut avoir grand soin de ne pas excéder de beaucoup cette quantité d'alcali, autrement il ne se forme point de précipité dans la dissolution[1]. Les cristaux de ce binoxalate sont des parallélipipèdes opaques[2]. Le sel a une saveur acide, piquante et un peu amère. Il se dissout dans environ dix fois son poids d'eau bouillante; mais il est beaucoup moins soluble dans l'eau froide. Il ne s'altère point à l'air. La chaleur le décompose. Ce sel peut se combiner avec la plupart des alcalis et des terres, et il forme, avec ces corps, des sels triples qui n'ont pas été examinés avec beaucoup d'attention. Le docteur Wollaston a fait voir qu'il contient exactement le double de la proportion d'acide qui existe dans l'oxalate de potasse[3].

Sous-Esp. 3. *Quadroxalate*. Cette sous-espèce fut découverte par Wollaston. Par l'action des acides nitrique ou hydrochlorique sur le binoxalate de potasse, ce sel est dépouillé d'une moitié de son alcali ; il reste un oxalate, qui contient exactement quatre fois la proportion de l'acide qui existe dans l'oxalate de potasse ; et c'est par cette raison que le docteur Wollaston à cru devoir distinguer cette troisième sous-espèce par la dénomination de quadroxalate. Ce sel peut être purifié par une seconde cristallisation. Si, lorsqu'il est

---

[1] Crell's Annals. I, 107. Eng. Transl.

[2] Romé de Lisle.

[3] D'après l'analyse de Vogel de Bareuth, il contient 12,63 pour 100 d'eau. Les cristaux sont donc un composé de 1 atôme de binoxalate anhydre et de deux atômes d'eau.

dans cet état, on décompose par une chaleur rouge trois parties de ce sel, et que l'alcali, qui en aura été séparé ainsi, soit ajouté à une partie du quadroxalate, il se trouvera tout justement converti en un oxalate neutre[1].

L'oxalate de potasse doit être composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide oxalique. . . | 4,5104. . . | 100 |
| Potasse . . . . . | 6 . . | 133,02 |

J'obtins, dans mon analyse de ce sel, 100 acide + 122,86 potasse; mais l'acide que j'employai contenait un peu d'eau, ce qui dut influer sur l'exactitude de mes conclusions. L'analyse de Berard est beaucoup plus erronée que la mienne[2]. Vogel de Bayreuth obtint :

| | |
|---|---|
| Acide. . . . . | 100 |
| Base . . . . . | 132,55 |

Ce qui se rapproche de très-près de la vérité[3].

Esp. 29. *Mellate de potasse.* Lorsque l'acide mellitique est neutralisé par la potasse, la dissolution cristallise en prismes allongés[4]. L'acide paraît susceptible de se combiner avec ce sel, et de former un surmellate de potasse; car lorsqu'on décompose la *mellite* ( ou mellate natif d'alumine ) par le carbonate de potasse, et qu'on mêle les dissolutions alcalines avec l'acide nitrique, on obtient des cristaux, qui consistent en acide mellitique combiné avec une petite portion de potasse[5]. 29. Mellate.

Esp. 30. *Tartrate de potasse.* Il y a deux sous-espèces de ce sel. La première, qui contient 2 atômes d'acide et 1 atôme de potasse, s'appelle ordinairement *tartre*; la seconde, qui est à l'état de sel neutre, fut distinguée autrefois par la dénomination de *tartre soluble*, parce que cette sous-espèce est beaucoup plus soluble dans l'eau que la première. 30. Tartrate de potasse.

Sous-espece. 1. *Bitartrate de potasse.* Ce sel se précipite ordinairement du vin. On en trouve des dépôts, en

---

[1] Wollaston, on superacid and subacid salts. Phil. Trans. 1808.
[2] Ann. de Chim. LXXIII, 269.
[3] Annals of Philosophy. V, 30.
[4] Klaproth's Beitrage. III, 131.
[5] Vauquelin, Ann. de Chim. XXXVI, 209.

forme d'incrustations, sur le fond et les parois des tonneaux dans lesquels on a conservé cette liqueur. Dans cet état, ce sel n'est pas pur. On le dissout dans l'eau bouillante, et on filtre la liqueur lorsqu'elle est encore chaude; il s'y dépose, par le refroidissement, des cristaux très-irréguliers. Dans cet état, on les vend dans le commerce sous les noms de *cristaux* ou *crême*, *de tartre*. Ce sel attira particulièrement l'attention des chimistes, et vraisemblablement à raison des idées extravagantes qu'énonça Paracelse sur sa nature. « On l'appelle *tartar*, dit-il, parce qu'il produit l'huile, l'eau, la teinture et le sel, qui brûlent le patient comme le fait *l'enfer* ». C'est, suivant lui, le principe et le remède de toute maladie, et toute chose en contient le germe. Cette ridicule théorie fut combattue par Van-Helmont*, qui donna une explication assez exacte de la formation du tartre dans les tonneaux de vin. Van-Helmont, et même ses prédécesseurs, avaient reconnu qu'on pouvait obtenir de la potasse du tartre; mais ce sel contenait-il l'alcali tout formé? C'est ce qui fut pendant long-temps un point de discussion parmi les chimistes. Duhamel, Margraff et Rouelle y mirent fin, et leurs recherches ne laissèrent plus aucun doute sur la préexistence de l'alcali dans le tartre; mais l'autre partie composante de ce sel ne fut bien connue que lorsque Schéele eut indiqué les moyens de l'en extraire.

Histoire.

Les cristaux du tartre sont très-petits et d'une forme difficile à déterminer. Ce sont, suivant Monnet, des prismes un peu applatis, et le plus souvent à 6 pans. Le docteur Wollaston, à qui je donnai quelques morceaux assez beaux de cristaux de tartre, voulut bien s'en servir pour chercher à reconnaître la forme primitive des cristaux de ce sel, si difficile à distinguer. Il la considère comme étant un prisme, dont la section est un rectangle, ayant ses côtés à peu-près comme 8 est à 11, terminés à chaque extrémité par des sommets dièdres placés transversalement; de manière que les côtés d'un sommet se rencontrent dans une diagonale, et les côtés du sommet opposé dans l'autre, à angles de 79,5 degrés. C'est à cette forme constitutive que peuvent se rapporter toutes les modifications du sel, et c'est d'après elle qu'on peut les calculer. Si l'on conçoit que les côtés de ce prisme soient

* Tartari vini Historia, Van Helmont, p. 224.

raccourcis jusqu'à ce qu'ils soient réduits à rien, alors les sommets formeront un tétraèdre scaléne, dont les côtés sont quatre triangles semblables inclinés l'un à l'autre sous les angles de 79°,5, 77° et 53°,5. Si ce tétraèdre se meut dans la direction de sa diagonale la plus courte, il décrit le premier prisme, et les sections de ce prisme sont des plans décrits par tous les bords du tétraèdre.

Ce sel a une saveur acide qui n'est pas agréable; il est cassant et se réduit facilement en poudre; sa pesanteur spécifique est de 1,953 [1]. Il lui faut environ 60 parties d'eau froide pour le dissoudre. L'eau bouillante en prend à peu-près les 0,07 de son poids [2]. Il ne s'altère point à l'air; mais lorsqu'on abandonne à elle-même pendant quelque temps sa dissolution dans l'eau, le sel se décompose par degrés; il se forme dans la liqueur un précipité en flocons muqueux, et ce qui y reste en dissolution est du carbonate de potasse coloré par un peu d'huile. C'est Berthollet qui le premier a donné une description exacte de cette décomposition, en 1782 [3]. Propriétés.

Ce bitartrate de potasse, étant chauffé, se fond, se boursouffle, noircit, et son acide est entièrement décomposé. Les mêmes changemens ont lieu lorsqu'on le distille à vaisseaux fermés. Les phénomènes de cette distillation ont été décrits, et ses produits examinés avec grand soin par les chimistes, parce qu'avant la découverte de l'acide tartarique par Schéele, ils pensaient que ce n'était que par la distillation qu'on pouvait obtenir quelque connaissance de la partie acide du tartre. Ces produits de la distillation sont une énorme quantité de gaz consistant dans des gaz acide carbonique et hydrogène carboné, une huile, un acide, et suivant quelques chimistes, du *carbonate d'ammoniaque*. L'acide obtenu est appelé *acide pyro-tartarique*. Acide pyro-tartarique.

Le tartrate du commerce n'est jamais pur. Tous les échantillons que j'avais eu occasion d'examiner contenaient au-delà de 5 pour 100 de tartrate de chaux. Vauquelin et Boullay ont trouvé que la proportion de ce dernier tartrate s'élevait

---

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

[2] Wenzel, Verwandschaft, p. 311.

[3] Mém. Par.

de 5 à 6 pour 100 dans un grand nombre d'échantillons de tartre du commerce, qu'ils ont analysé[1].

Sous-esp. 2. *Tartrate de potasse.* On prépare ordinairement ce sel en jetant successivement, et à plusieurs reprises, du tartre en poudre, dans une dissolution chaude de carbonate de potasse, jusqu'à cessation d'effervescence dans la liqueur. On fait alors bouillir pendant quelque temps la dissolution, on l'évapore ensuite jusqu'à pellicule, et on la laisse refroidir. Le tartrate de potasse y cristallise en prismes rectangulaires, à quatre pans, applatis, terminés par des sommets dièdres. Ce sel a une saveur amère, désagréable. Sa pesanteur spécifique est de 1,5567[2]. Il se dissout, suivant Wenzel, dans un poids d'eau égal au sien, à la température de 10° centig. et dans une proportion moindre d'eau bouillante[3]. Au feu, il fond, se boursouffle, noircit, et est décomposé. Il contient précisément la moitié de la proportion de l'acide qui existe dans le tartre (tartrate acide de potasse). La composition de ce sel, d'après les analyses les plus exactes qui en aient été faites jusqu'à présent, est de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide. . . . . | 58[4]. . . | 58,69[5]. . | 58,27[6] |
| Base . . . . . | 42. . . . | 41,31. . . | 41,73 |
| | 100 | 100,00 | 100,00 |

Esp. 31. *Tartrate de potasse d'ammoniaque.* Ce sel triple, qu'on produit en ajoutant de l'ammoniaque au tartrate acide de potasse, cristallise, suivant Macquer, en prismes à 4, 5, ou 6 pans, et d'après les académiciens de Dijon, en parallélipipèdes à deux biseaux alternes.

Sa saveur est fraîche. Il est assez soluble dans l'eau. Il s'effleurit à l'air, la chaleur le décompose.

32. Citrate. Esp. 32. *Citrate de potasse.* Ce sel, qui se forme lorsqu'après avoir dissous du carbonate de potasse dans l'acide citrique, on évapore cette dissolution jusqu'à consistance convenable, est très-soluble dans l'eau. Il cristallise diffi-

---

[1] Ann. de Chim. LXXII, 41.
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[3] Verwandtschaft, p. 308.
[4] D'après mon analyse.
[5] Berzelius, Ann. de Chim. LXXXII, 30.
[6] Composition théorétique.

cilement, et devient promptement déliquescent à l'air. Il est composé, suivant Vauquelin, de

| | |
|---|---|
| 55,55 | acide. |
| 44,45 | potasse. |
| 100,00 [1] | |

Sa composition véritable est de

| | |
|---|---|
| Acide . . . . . | 55,13 |
| Base. . . . . | 44,87 |
| | 100,00 |

Ce qui s'accorde très-bien avec l'analyse de Vauquelin.

On emploie souvent en Angleterre ce sel, ou plutôt sa dissolution dans l'eau, comme remède pour soulager dans l'état de malaise, et arrêter le vomissement.

Esp. 33. *Reumate de potasse.* Ce sel consiste en petits cristaux qui ne sont pas déliquescens ; sa saveur est âcre [2].

Esp. 34. *Kinate de potasse.* Inconnu.

Esp. 35. *Saccho-lactate de potasse.* Petits cristaux, solubles dans huit fois leur poids d'eau bouillante [3].

Esp. 36. *Urate de potasse.* C'est une poudre blanche qui a de l'analogie avec l'acide urique quant à l'apparence et à la solubilité. Cette poudre se dissout dans une lessive de potasse.

Esp. 37. *Laccate de potasse.* Inconnu.

Esp. 38. *Malate de potasse.* Sel déliquescent et très-soluble. Il ne cristallise pas.

Esp. 39. *Sorbate de potasse.* Le sorbate neutre ne cristallise pas. Le bisorbate forme des cristaux permanens, solubles dans l'eau, mais qui ne se dissolvent pas dans l'alcool [4].

Esp. 40. *Formate de potasse.* Ce sel n'a point encore été examiné.

Esp. 41. *Lactate de potasse.* On obtient ce sel en ajou- 41. Lactate.
tant du lactate de chaux à une dissolution chaude de carbonate de potasse, jusqu'à ce que l'alcali soit saturé. La liqueur évaporée à siccité laisse une masse transparente, go-

---

[1] Fourcroy. VII, 207.
[2] Annals of Philosophy. VIII, 252.
[3] Schéele, on Sugar of milk.
[4] Donovan.

meuse, d'un brun jaunâtre, qu'il n'est pas facile de rendre dure. Ce sel, lorsqu'il est pur, se dissout aisément dans l'alcool chaud. En versant dessus de l'acide sulfurique, il ne se manifeste point d'odeur d'acide acétique; mais quand on chauffe le mélange, il se développe une odeur piquante, désagréable. C'est l'odeur qui se fait sentir lorsqu'on verse de l'acide sulfurique sur une substance animale quelconque *.

Esp. 42. *Zumate de potasse.* Ce sel a été décrit, p. 214 de ce volume.

Esp. 43. *Gallate de potasse.*

Esp. 44. *Tannate de potasse.* Ces sels n'ont point été examinés.

On peut déterminer la composition des sels de potasse en considérant qu'ils consistent dans un atôme de potasse uni à un atôme de chacun des acides. La potasse pèse 6, et le poids des atômes des acides a été établi dans une partie précédente de ce volume. Dans les bisels, la potasse est unie à deux atômes d'acide. Dans les sous-sels, un atôme d'acide est uni à deux atômes de potasse.

De tous les sels de potasse, les carbonate, nitrate et tartrate, sont ceux dont on fait le plus d'usage.

---

## SECTION III.

### *Sels de Soude.*

Propriétés générales.

1. Les sels de soude sont en général beaucoup plus solubles dans l'eau que les sels de potasse. Parmi les sels de potasse, il en est beaucoup qui ne contiennent point d'eau de cristallisation; mais cette eau existe en grande proportion dans la plupart des sels de soude.

2. Les sels de soude, exposés à une chaleur rouge, se fondent pour l'ordinaire très-promptement en un liquide à raison de la grande quantité d'eau qu'ils contiennent. Par la continuation de la chaleur, l'eau est chassée et le sel est converti en une poudre blanche. La chaleur étant poussée encore plus loin, l'acide est détruit ou dégagé selon qu'il est de

---

* Berzelius, Djurkemien, II, 455.

nature combustible ou volatile. Mais si l'acide est fixe, le sel se fond de nouveau à une chaleur rouge, et il conserve l'état liquide tout aussi long-temps que la température est maintenue. Le sel prend, en se refroidissant, la forme d'une masse blanche opaque, et il est ordinairement privé d'eau.

3. La dissolution des sels de soude n'est précipitée ni par l'acide tartarique, ni par l'hydrochlorate de platine. L'addition d'un sulfate d'alumine n'y occasionne pas la formation de cristaux octaèdres d'alun; l'infusion de noix de galle, ou le ferrocyanate de potasse, ne produisent non plus aucun précipité dans la dissolution des sels de soude, si ce n'est dans le cas seulement où la base de l'acide est un métal.

4. Un des moyens les plus faciles pour reconnaître si la base d'un sel quelconque est la soude, consiste à déterminer la figure des cristaux que ce sel forme. Si celui qu'on examine ne se produit pas en cristaux réguliers, on en sépare l'acide par l'action des acides sulfurique ou nitrique, et on laisse cristalliser le nouveau sel formé. On reconnaît aisément les sulfate ou nitrate de soude à la figure de leurs cristaux.

Esp. 1. *Nitrate de soude.* Ce sel, dont il est fait mention sous le nom de *nitre cubique* dans les écrits des chimistes du siècle dernier, s'obtint d'abord en distillant dans une cornue, un mélange de sel commun et d'acide nitrique. Le résidu était dissous dans l'eau, et on évaporait cette dissolution. Mais ce fut Margraff qui, ayant fait le premier l'analyse de ce sel, indiqua le moyen de se le procurer à l'état de pureté, et en décrivit avec soin les propriétés [1]. Ses expériences furent répétées depuis par le docteur Lewis [2]. 1. Nitrate.

On peut le préparer, ou par la dissolution directe de la soude par l'acide nitrique, ou en mêlant ensemble des dissolutions de nitrate de chaux et de sulfate de soude, en filtrant ensuite la liqueur et en l'évaporant. Les cristaux de ce sel sont transparens et de forme rhomboïdale. Sa pesanteur spécifique est de 2,0964 [3]. Sa saveur est fraîche, piquante et un peu plus amère que celle du nitrate de potasse. Il est soluble dans environ trois parties d'eau à la température de

---

[1] Opusc. II, 331.
[2] Phil. Com. p. 642.
[3] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

16° centig., dans son propre poids de ce liquide à 52° cent.[1], et dans moins de son poids d'eau bouillante. Exposé à l'air, il en attire l'humidité. Il se comporte au feu comme le nitrate de potasse, si ce n'est qu'il ne s'y fond pas aussi facilement. La table qui suit présente l'évaluation de ses parties constituantes d'après les expériences les plus exactes qui aient été faites jusqu'à présent :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 62,1[2] ... | 62,5[3] ... | 62,81[4] |
| Base..... | 37,9 ... | 37,5 ... | 37,19 |
| | 100,0 | 100,0 | 100,00 |

Esp. 2. *Nitrite de soude.* Ce sel n'a pas encore été examiné.

3. Carbonate

Esp. 3. *Carbonate de soude.* Ce sel a été aussi très-anciennement connu. On l'obtient ordinairement par l'évaporation de la lessive des cendres des plantes marines, qu'on fait brûler à cet effet. On peut encore le former en décomposant le sel marin. Le carbonate de soude est connu dans le commerce sous les dénominations de *barille* ou *soude*. Dans cet état, cependant, il n'est jamais parfaitement pur. Il contient toujours un mélange de corps terreux, et ordinairement de sel marin. Pour le purifier, on le fait dissoudre dans une petite portion d'eau, on filtre la liqueur et on l'évapore à une douce chaleur en en séparant avec soin le sel marin à mesure qu'il se forme en cristaux à sa surface [5]. Le carbonate de soude est comme le carbonate de potasse, dans deux états différens, de bicarbonate et de carbonate simple.

Histoire.

Sous-Esp. 1. *Bicarbonate.* Quoique ce sel existe abondamment dans la nature, on le confondait encore avec la soude du commerce, qui est un carbonate avec des propriétés très-différentes, lorsque Klaproth en donna, en 1802, une description détaillée dans le troisième volume de ses ouvrages [6]. On le trouve en grandes quantités en Afrique, dans la province de Sukena près Fezan, où il est appelé *trona* par les habitans de ces contrées. Il cristallise en masses so-

---

[1] Wenzel, p. 309.
[2] Richter, Statique chimique. I, 36.
[3] Wenzel, Verwandtschaft, p. 81.
[4] Composition théorétique.
[5] Ann. de Chim, XLIX, 267.
[6] Beitrage. III, 83.

lides striées. Il ne s'altère point à l'air, et sa dureté est telle qu'on assure que les murailles du Cassar, fort actuellement tombé en ruines, ont été bâties avec ce sel.

On peut former artificiellement ce bicarbonate en exposant le carbonate de soude ordinaire à une atmosphère de gaz acide carbonique. Dans ce cas, il ne dépose pas de cristaux comme le bicarbonate de potasse; mais il forme une masse solide irrégulière qui a quelque ressemblance avec le bicarbonate d'Afrique.

En chauffant au rouge le bicarbonate de soude, il perd son eau de cristallisation et la moitié de son acide. Il est composé, suivant Klaproth, de

| | |
|---|---|
| 39 | Acide. |
| 38 | Soude. |
| 23 | Eau. |
| 100 | |

Le bicarbonate de soude pur est composé de

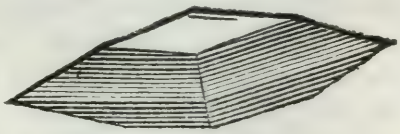
| | |
|---|---|
| Acide carbonique..... | 45,632 |
| Soude..... | 31,368 |
| Eau..... | 23,000 |
| | 100,000 * |

D'où il suit évidemment que le bicarbonate d'Afrique avait perdu une portion de son acide, ou qu'il n'avait jamais été complètement saturé d'acide carbonique. Si nous supposons que ce sel est un composé de 1 atôme de sel anhydre et de 2 atômes d'eau, la proportion de cette eau s'éleverait à 19 pour 100 au-lieu de 23. Si les 4 pour 100 de moins dans la proportion d'eau établie par Klaproth, étaient ajoutés à l'acide, sa proportion dans le sel s'éleverait à 43 au-lieu de 39, et l'analyse de Klaproth se rapprocherait un peu plus de la vérité.

Sous-Esp. 2. *Carbonate*. Cette sous-espèce est le carbonate de soude ordinaire du commerce. Il produit de grands et beaux cristaux dont on suppose que la forme primitive est un octaèdre composé de deux pyramides à quatre faces appliquées

* Le docteur Wollaston a fait voir que ce sel, lorsqu'il a été exposé à une chaleur rouge, perd exactement une moitié de son acide, et qu'il est converti en carbonate ordinaire. Phil. Trans. 1808.

base à base, dont la base commune est un rhombe. Mais il n'est pas à ma connaissance que ce sel se soit jamais rencontré sous cette forme de cristaux; au-moins je n'en ai point vu quoique j'aye examiné plusieurs centaines de beaux cristaux de carbonate. La forme ordinaire du cristal est celle précédente, ayant les angles aigus opposés de la base rhomboïdale, assez profondément tronqués, et d'une figure semblable à celle ci-contre.



La saveur de ce sel est précisément la même que celle du carbonate de potasse. Sa pesanteur spécifique est 1,3591 [1]. Il se dissout dans deux parties d'eau froide, et dans beaucoup moins de son poids d'eau bouillante, de sorte qu'il cristallise par le refroidissement de cette dernière dissolution. Il s'effleurit très-promptement à l'air et tombe en poussière. Chauffé, il se fond dans son eau de cristallisation, dont en effet la proportion dans la soude du commerce est souvent si considérable, qu'une fois qu'elle est fondue, elle reste à l'état liquide. En continuant de chauffer le sel, l'eau s'évapore par degrés et il se dessèche. A une chaleur rouge il se fond en un liquide transparent. Par une chaleur très-violente on lui enlève une partie de son acide. La fusion de ce sel s'opérant beaucoup plus facilement que celle du carbonate de potasse, on l'emploie de préférence dans les verreries.

D'après les analyses qui en ont été faites jusqu'à présent, la composition de ce sel est ainsi qu'il suit, savoir :

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide... | 16[2] | 16[3] | 14,42[4] | 40,14[5] | 14,16[6] | 14,38[7] |
| Base.... | 20 | 22 | 21,58 | 59,86 | 20,60 | 20,92 |
| Eau.... | 64 | 62 | 64 | ..... | 65,24 | 64,70 |
| | 100 | 100 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

Les cristaux sont composés de 1 atôme de sel anhydre et de 11 atômes d'eau.

---

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Bergman, Opusc. I, 18; Fourcroy, Système des connaissances chimiques.
[3] Klaproth. III, 65. Engl. Trans.
[4] Kirwan, Nicholson's Journ. III, 215.
[5] *Ibid.*
[6] Mon analyse.
[7] Composition théorétique.

Esp. 4. *Borate de soude.* Ce sel se divise en deux sous-espèces, savoir : le *borate de soude* et le *borax.* 4. Borate.

Sous-Esp. 1.re *Borate.* Ce sel, qu'on peut obtenir en saturant du borax avec de l'acide borique, n'a jamais été examiné. Nous savons par Bergman qu'il faut, pour la saturation du borax, environ les 0,50 de son poids d'acide borique [1]. Sa pesanteur spécifique est de 1,351 [2]. Il est soluble dans 2,5 parties d'eau à la température de 64° centig. [3]. Les expériences de Wenzel semblent en établir les parties constituantes à [4]

100 Acide.
44 Base.

Mais on ne peut avoir aucune confiance dans cette analyse. Berzelius essaya de déterminer la composition de ce sel, et il éprouva, pour y parvenir, des difficultés qu'il ne put surmonter.

Sous-Esp. 2. *Borax.* On suppose que ce sel, le seul des borates qui ait été examiné et étudié avec soin, était connu des anciens, et qu'il est la substance désignée par Pline, sous la dénomination de *chrysocolla.* Quoi qu'il en soit, Geber en fit mention dès le neuvième siècle, sous le nom de *borax.* Geoffroy en fit connaître la composition en 1732, et Baron en 1748. Bergman démontra le premier que c'est un sel avec excès de base, et, par conséquent, à l'état d'un sous-borate. Histoire.

Ce sel nous vient de l'Inde dans un état de grande impureté, sous le nom de *tinkal.* Il est enveloppé d'une espèce de matière grasse, que Vauquelin a reconnue être un savon ayant la soude pour base. Cette matière, purifiée en Europe, y prend le nom de *borax.* La purification du tinkal s'opérait autrefois en Hollande, et depuis en Angleterre, mais par des procédés qui ne sont pas connus. Valmont de Bomare, qui en a vu le travail, nous a appris qu'on y retirait 80 parties de borax pur de 100 parties de tinkal. Les opérations, qui se font dans des vaisseaux de plomb ou doublés de ce métal, consistent particulièrement dans des dissolutions, fil-

---

[1] Bergman. III, 325. Suivant Withering, il faut deux fois son poids. Bergman's Sciagraphia, p. 26. Eng. Trans.

[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

[3] Wenzel, *ibid.* p. 309.

[4] Verwandtschaft, p. 248.

trations et cristallisations multipliées et successives. Valmont de Bomare soupçonne que, dans ce procédé de purification, on fait emploi d'eau de chaux; et, en effet, Fourcroy a fait voir que ce doit être un moyen très-avantageux pour opérer la décomposition de la matière savoneuse dans laquelle le borax est empâté[1].

Propriétés. On peut obtenir le borax, ainsi purifié, en cristaux sous la forme de prismes hexaèdres, dont deux des côtés sont beaucoup plus larges, et terminés par des pyramides trièdres. Il est blanc; sa pesanteur spécifique est de 1,740[2]. Il verdit les couleurs bleues végétales. Sa saveur est alcaline et stiptique.

Il se dissout, suivant Wallérius, dans vingt fois son poids d'eau à la température de 16° centig., et dans six fois son poids de ce liquide bouillant.

Exposé à l'air, le borax s'effleurit lentement et légèrement.

Au feu, il se boursouffle, se liquéfie en perdant environ les 6, 10 de son poids; il devient glutineux, et prend alors la forme d'une masse légère, poreuse, très-friable, connue sous le nom de *borax calciné*; chauffé plus fortement, il se fond en un verre transparent qui est encore soluble dans l'eau.

Le choc de deux morceaux de borax, frappés l'un contre l'autre dans l'obscurité, fait jaillir un éclat de lumière[3].

Ce sel est composé, suivant Bergman, de

34 Acide.
17 Soude.
49 Eau.

100[4]

Si ces proportions étaient exactes, elles indiqueraient 3 atômes d'acide unis à 1 atôme de soude; mais on ne peut pas les considérer comme telles. Cependant l'analyse de Gmelin concorde exactement avec celle de Bergman dans les pro-

---

[1] Fourcroy. III, 334.

[2] Kirwan. Wallérius la porte à 1,720 (Chem. p. 266); le docteur Watson à 1,767 (Chem. Essays. V, 67.)

[3] Accum, Nicholson's Jour. II, 28.

[4] Bergman's Notes on Scheffer, p. 106.

portions de l'acide et de la base; il trouva ce sel composé de

| | |
|---|---|
| Acide..... | 35,6 |
| Soude..... | 17,8 |
| Eau..... | 46,6 |
| | 100,0 [1] |

Esp. 5. *Silicate de soude.* On forme aisément ce sel en faisant fondre deux parties en poids de soude avec une partie de silice. Le mélange se fond en un verre transparent, déliquescent à l'air. Ce sel est soluble dans l'eau, et il est alors connu sous le nom de *liqueur des cailloux.* Le verre est un sursilicate de soude, contenant ordinairement un grand excès de silice.

Esp. 6. *Phosphate de soude.* Ce sel, le premier connu de tous les phosphates, existe tout formé dans l'urine. Les chimistes s'en sont beaucoup occupés; et la difficulté d'en faire l'analyse, a donné lieu à différentes hypothèses sur sa nature. Hellot, après en avoir reconnu la présence dans l'urine, le décrivit en 1737, comme un sel différent de ceux jusqu'alors observés. Haupt en fit mention, en 1740. sous le nom de *sal mirabilè perlatum*, sel admirablement perlé. Il fut ainsi qualifié de *perlé,* à raison de la couleur grise opaque, analogue à celle des perles, qu'il prend dans sa fusion au chalumeau. Margraff examina ce sel en 1745, et trouva que, traité avec le charbon, il ne donnait pas du phosphore comme le font les autres sels d'urine; mais il s'assura qu'il contenait l'acide phosphorique. Rouelle le jeune l'analysa en 1776, et conclut de ses expériences que c'était un composé d'acide phosphorique et de soude[2]. Proust, qui ne put parvenir à en retirer le phosphore, observa que cet acide n'était pas l'acide phosphorique, mais un autre, analogue à l'acide borique[3]. Bergman appela cet acide, obtenu par Proust, *acide perlé;* et Morveau le nomma depuis *acide ourétique.* Mais Klaproth, qui fit bientôt après l'analyse du sel, prouva qu'il consistait en soude sursaturée d'acide phosphorique[4]. Schéele, ayant fait peu de temps après la même decouverte[5], 6. Phosphate.

[1] Schweigger's Journ. XV, 245.
[2] Journ. de Médec. 1776, Juillet.
[3] Journ. de Phys. 1781, I, 145.
[4] Crell's Ann. 1785, I, 238.
[5] *Ibid.* II, 387.

il fut reconnu que l'acide de Proust n'était autre chose que le phosphate de soude combiné avec l'acide phosphorique ou le *bi-phosphate de soude.*

Le docteur Pearson, qui introduisit l'usage de ce sel dans la médecine, comme purgatif, indiqua le moyen suivant de le préparer.

Préparation. On fait dissoudre dans un matras à long col 91 grammes de carbonate de soude cristallisé, dans 136 grammes d'eau à la température de 66° centigrades. On ajoute peu-à-peu à cette dissolution 32 grammes d'acide phosphorique d'une densité de 1,85. On fait bouillir pendant quelques minutes le mélange ; on filtre la liqueur lorsqu'elle est encore bouillante, et on la met dans un vase peu profond, qu'on place dans un lieu frais pour l'y laisser refroidir. Elle cristallise, par refroidissement, et il s'y forme pendant plusieurs jours des cristaux. Le docteur Pearson en obtint de 94 à 100 gram., des quantités ci-dessus énoncées. Les pharmaciens retirent ordinairement le phosphate de soude du sur-phosphate de chaux, obtenu des os calcinés par le moyen de l'acide sulfurique. On ajoute du carbonate de soude en excès pour mieux séparer la chaux. On filtre alors la liqueur, et on l'évapore doucement jusqu'à ce qu'elle cristallise.

Propriétés. Le phosphate de soude cristallise en prismes rhomboïdaux, dont les angles aigus sont de 60°, et les angles obtus de 120, terminés par une pyramide à trois faces. Sa pesanteur spécifique est de 1,333*. Sa saveur est fraîche et urineuse, mais sans être désagréable. Il se dissout dans environ 4 parties d'eau à la température de 16° centig., et dans deux parties d'eau bouillante. Cette dernière dissolution cristallise par refroidissement; mais pour obtenir le sel convenablement cristallisé, il est nécessaire qu'elle contienne un léger excès d'alcali. Ce sel s'effleurit très-promptement à l'air ; mais cette efflorescence n'a lieu qu'à la surface ; au-dessous, le sel conserve sa transparence et sa forme. Au feu, il entre en fusion aqueuse. A une chaleur rouge, il se fond en un émail blanc, et au chalumeau, en un globule transparent qui devient opaque par le refroidissement, en affectant à sa surface la forme d'un polyèdre.

Ce sel n'est altéré ni par les combustibles, ni par les métaux. Il entre en fusion avec les oxides métalliques, et

* Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

il forme ainsi un globule vîtreux coloré. Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique le décomposent en partie, et le convertissent en un *bi-phosphate de soude*. Dans cet état, il est plus soluble dans l'eau, et cristallise moins facilement; mais en évaporant convenablement sa dissolution dans ce liquide, on peut l'obtenir en écailles fines comme l'acide borique. Ce fut ce bi-phosphate que Proust obtint, et qu'il considéra comme un acide particulier. Biphosphate.

La plupart des terres sont susceptibles d'entrer en fusion avec ce sel, et d'être converties en verre.

Ce bi-phosphate est composé de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 20,33 [1]..... | 100 [2]..... | 100 [3] |
| Base..... | 17,67. .... | 87..... | 88,8 |
| Eau..... | 62,00 | | |
| | 100,00 | | |

Les cristaux sont composés de 1 atôme sel anhydre + 14 atômes eau. J'ai trouvé, dans mes expériences sur ce sel, qu'il contient plus de 62 pour 100 d'eau de cristallisation, quoique, probablement, cette proportion ne s'élève pas à 63.

Esp. 7. *Phosphate-ammoniaco de soude.* Quoique ce sel qu'on retirait de l'urine, et qui était connu des chimistes sous les noms de sel *microcosmique*, et de sel *fusible de l'urine*, eût été soumis à l'examen beaucoup plutôt qu'aucun des autres phosphates, cependant, il se passa bien du temps avant qu'ils eussent pu acquérir des notions précises sur sa nature, ou même se le procurer à l'état de pureté. Margraff en indiqua le premier le moyen, en publiant une description détaillée de ses propriétés. Il fit voir que ce phosphate contenait de l'ammoniaque, et qu'il donnait du phosphore; mais il ne put réussir à en reconnaître toutes les parties constituantes [4]. C'est à Fourcroy que nous sommes redevables de la détermination précise de la composition de cette espèce de

---

[1] Berzelius, Ann. de Chim. et Phys. II, 164.

[2] *Ibid.*

[3] Composition théorétique.

[4] Opusc. I, 123.

phosphate. Cette composition est [1], suivant lui, de

| | |
|---|---|
| 32 | Acide. |
| 24 | Soude. |
| 19 | Ammoniaque. |
| 25 | Eau. |
| 100 | |

Les propriétés de ce sel sont à-peu-près les mêmes que celles réunies des phosphates de soude et d'ammoniaque. Il est d'un emploi plus avantageux comme flux, que le phosphate de soude, parce que la chaleur en dégage promptement l'ammoniaque, et laisse un excès d'acide. La pesanteur spécifique de ce phosphate est de 1,509 [2]. Il s'effleurit à l'air, et y perd par degrés son ammoniaque, ainsi que l'observa, pour la première fois, le duc de Chaulnes. Margraff avait remarqué qu'en évaporant une dissolution de ce phosphate dans l'eau, l'ammoniaque se dissipe.

Esp. 8. *Phosphite de soude.* Ce sel n'a point encore été décrit.

Esp. 9. *Hypophosphite de soude.* Ce sel, très-soluble dans l'eau, se dissout également dans l'alcool. Il n'a point encore été publié, jusqu'à présent, d'exposé détaillé de ses propriétés [3].

10. Sulfate. Esp. 10. *Sulfate de soude.* Ce sel a été, pendant longtemps connu sous la dénomination de *sel de Glauber*, nom du chimiste allemand qui en fit la découverte, et qui l'appela *sel admirable.* On peut le former en saturant de soude l'acide sulfurique ; mais on le prépare plus habituellement par la décomposition de l'hydrochlorate de soude dont on veut extraire l'acide hydrochlorique. Il est, comme le sulfate de potasse, susceptible d'exister dans les deux états de sel neutre et de sel avec excès d'acide.

Sous-esp. 1. *Sulfate.* C'est dans cet état que ce sel se trouve ordinairement dans le commerce, provenant, en grandes quantités des manufactures de sel ammoniac.

Propriétés. Ses cristaux sont transparens ; et lorsqu'ils ont été formés par une évaporation lente, ce sont des prismes à six pans, ordinairement cannelés, terminés pas des sommets dièdres.

---

[1] Ann. de Chim. VII, 183.
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[3] Ann. de Chim. et Phys. II, 142.

Ces cristaux sont presque toujours extrêmement irréguliers. La pesanteur spécifique du sulfate de soude est, suivant Wallerius, de 2,246 [1]. Le docteur Watson ne la trouva que de 1,380 [2], mais par une méthode peu susceptible de précision, à raison de la solubilité facile de ce sel.

Sa saveur a d'abord quelque ressemblance avec celle de l'hydrochlorate de soude, mais elle devient promptement d'une amertume très-désagréable. Il se dissout dans moins de trois fois son poids d'eau, à la température de 16° centig., et l'eau bouillante en prend les 0,80 de son poids [3]. Lorsqu'après l'avoir chauffé au rouge, de manière à lui enlever son eau de cristallisation, on le pulvérise dans un mortier, il se dissout dans 3,30 son poids d'eau à la température de 62° centigr [4]. Exposé à l'air, il perd une grande partie de son eau de cristallisation, et tombe en une poussière blanche [5], mais sans éprouver d'autre changement dans sa nature. Il perd ainsi environ les 0,56 de son poids [6].

Lorsqu'il est exposé à la chaleur, il éprouve d'abord la *fusion aqueuse* [7]. Alors son eau s'évapore et le sel est réduit en une poussière blanche. Chauffé au rouge, il se fond. Kirwan observa que, par l'application d'une forte chaleur, une portion de l'acide s'en dégage avec l'eau [8].

D'après les analyses les plus exactes qui aient été faites jusqu'à présent, de ce sel, il est composé de

| | | | | | | | Composition. |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide. | 23,52 [9] | 55,7 [10] | 56 [11] | 24,76 [12] | 52,78 [13] | 24,4 [14] | |
| Base. | 18,48 | 44,3 | 44 | 19,24 | 47,22 | 19,6 | |
| Eau. | 58,00 | » | » | 56,00 | » | 56,0 | |
| | 100,00 | 100,0 | 100 | 100,00 | 100,00 | 100,0 | |

[1] Wallerius, Chemia physica, p. 266.
[2] Chemical Essays. V, 66.
[3] Bergman. I, 133.
[4] Wenzel, p. 309.
[5] On désigne, par le terme *effleurir*, cette propriété qu'ont les substances de se réduire en poudre, et cette poudre s'appelle *efflorescence*.
[6] Wenzel, p. 312.
[7] Lorsque les substances se fondent par l'application de la chaleur, au moyen de l'eau qu'elles contiennent, on désigne cette sorte de fusion par la dénomination de *fusion aqueuse*.
[8] Irish Trans. V.
[9] Kirwan, Nicholson's quarto Jour. III, 215.
[10] Wenzel's Verwandtschaft, p. 56.
[11] Kirwan, *ibid.* Les deux premières analyses furent faites sur les cristaux du sel, et les deux dernières sur le sel supposé privé d'eau.
[12] Berzelius, Ann. de Chim. LXXXII, 33.
[13] Berard, Ann. de Chim. LXXI, 69.
[14] Composition théorétique.

Les cristaux de ce sel sont composés de 1 atôme sulfate anhydre + 10 atômes d'eau.

Sous-esp. 2. *Bisulfate.* Si on abandonne à elle-même une dissolution de sulfate de soude dans l'acide sulfurique, il s'y dépose spontanément de larges cristaux rhomboïdaux qui contiennent un excès d'acide. Ces cristaux s'effleurissent à l'air, et perdent leur excès d'acide par l'application d'une chaleur médiocre. A la température d'environ 19° centigr., ils se dissolvent dans deux fois leur poids d'eau [1].

Esp. 11. *Sulfate-ammoniaco-de soude.* Link, qui distingua le premier ce sel, le forma en saturant avec l'ammoniaque, du sur-sulfate de soude. Seguin le forma également en mêlant ensemble des dissolutions de sulfate de soude et de sulfate d'ammoniaque, et en faisant évaporer le mélange. Ce sel triple s'obtient en cristaux réguliers, d'une saveur amère et piquante, et inaltérables à l'air. Chauffés, ils décrépitent et se boursoufflent; l'ammoniaque s'en dégage d'abord, et le sur-sulfate d'ammoniaque, ainsi que le sulfate de soude restent. La soude décompose ce sel triple en en séparant l'ammoniaque [2]. Il est composé, suivant Link, de

5 parties, sulfate de soude.
9 *Idem*, sulfate d'ammoniaque.
14 [3].

Esp. 12. *Sulfite de soude.* Ce sel, que Fourcroy et Vauquelin ont décrit exactement les premiers, est parfaitement blanc et transparent. Ses cristaux sont des prismes à 4 pans, dont deux très-larges et deux très-étroits, terminés par des sommets dièdres. Sa pesanteur spécifique est de 2.9566 [4]. Sa saveur est fraîche et sulfureuse. Il se dissout dans 4 fois son poids d'eau froide, et dans moins de son poids d'eau bouillante. Ce sel s'effleurit à l'air et s'y convertit lentement en un sulfate. Exposé à la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse et il présente ensuite les mêmes phénomènes que le sulfite de potasse. Il se comporte aussi de la même manière avec les oxides métalliques et avec les sels.

---

[1] Link, Crell's Ann. 1796. I, 27.
[2] Journ. des Min. An X, p. 80.
[3] Crell's Ann. 1796. I, 30.
[4] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

Ce sulfite doit être composé de

| | |
|---|---|
| Acide. . . . . | 24,5 |
| Soude . . . . . | 24,5 |
| Eau. . . . . | 51,0 |
| | 100,0 |

Les cristaux sont formés de 1 atôme de sel anhydre + 8 atômes d'eau.

Esp. 13. *Arseniate de soude.* Lorsque l'acide arsenique est saturé de soude, la liqueur donne, par l'évaporation, des cristaux d'arseniate de soude qui, d'après Schéele, sont semblables à ceux du sur-arseniate de potasse; mais suivant Pelletier, ce sont des prismes hexaèdres réguliers, qui ne sont point terminés par des pyramides. Ses propriétés, lorsqu'il est chauffé, coïncident, autant qu'elles ont été examinées, avec celles de l'arseniate de potasse. Si l'on ajoute un excès d'acide à la dissolution, le sel ne cristallise pas; et par l'évaporation à siccité, il devient déliquescent à l'air [1]. 13. Arseniate.

Esp. 14. *Arsenite de soude.* Liquide visqueux, de couleur jaune, avec odeur nauséabonde. Il ne cristallise pas.

Esp. 15. *Antimoniate de soude.* Non examiné.

Esp. 16. *Chromate de soude.* Ce sel a été examiné par John [2]. L'acide chromique, neutralisé par la soude, forme une dissolution d'un jaune foncé, qui donne par l'évaporation spontanée, des tables minces à six faces, dont deux longues et quatre courtes. Ces cristaux sont transparens, solubles dans l'eau, et sans action sur les couleurs bleues végétales. Ils ne se dissolvent que très-peu dans l'alcool. 16. Chromate.

Esp. 17. *Molybdate de soude.* Ce sel est très-soluble dans l'eau. La dissolution donne par l'évaporation des cristaux transparens qui ne s'altèrent point à l'air [3]. Ce molybdate et celui de potasse, ne sont pas susceptibles d'être volatilisés par la chaleur.

---

[1] Schéele. I, 144.

[2] Annals of Philosophy. IV, 425.

[3] Heyer, Gren's Handbuch. III, 709.

18. Tungstate. Esp. 18. *Tungstate de soude.* En ajoutant de l'acide tungstique à une dissolution de soude, la liqueur donne, par l'évaporation, le tungstate de soude cristallisé en lames hexaèdres allongées.

Ce sel a une saveur âcre et caustique; il est soluble dans quatre parties d'eau froide, et dans deux parties seulement d'eau bouillante. Les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, acétique et oxalique, précipitent ses dissolutions, et il en résulte des sels triples qui varient suivant l'acide employé. L'acide phosphorique n'occasionne pas de précipité dans ces dissolutions, et l'acide sulfurique n'en produit pas non plus lorsqu'on l'y verse après l'acide phosphorique. Les sulfates de potasse et de magnésie ne les précipitent point; mais les hydrochlorates de chaux et de barite, l'alun et presque tous les sels métalliques, y occasionnent un précipité blanc [1].

Esp. 19. *Columbate de soude.* Inconnu.

20. Acétate. Esp. 20. *Acétate de soude.* Ce sel, que Baron semble avoir examiné le premier, était anciennement connu sous la dénomination absurde de *terre foliée cristallisée.* On le prépare ordinairement en saturant l'acide acétique par du carbonate de soude, et en évaporant la dissolution jusqu'à pellicule. Par le refroidissement, l'acétate de soude cristallise en prismes striés, qui ne diffèrent pas beaucoup de la forme des cristaux de sulfate de soude. L'acétate de soude a une saveur acerbe approchant de l'amertume. Il est soluble dans un peu moins de trois parties d'eau, à la température de 16° centigrades [2]. Sa pesanteur spécifique est de 2,1 [3]. Il est inaltérable à l'air. Chauffé, il perd d'abord son eau de cristallisation; à une forte chaleur il se fond; et en augmentant encore le feu, son acide est détruit. Ce sel ne peut cristalliser dans la dissolution de carbonate de soude par l'acide acétique, qu'autant que cette dissolution est avec excès d'alcali.

---

[1] Vauquelin et Hecht, Journ. des Mines, n.° 19, p. 20.

[2] Bergman. V, 78.

[3] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

Ce sel, d'après les analyses les plus exactes qui en aient été faites jusqu'à présent, est composé de Composition.

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide. | 60,39[1] | 63,28[2] | 61,689[3] | 36,95[4] | 61,45[5] |
| Base. | 39,61 | 36,72 | 38,311 | 22,94 | 38,55 |
| Eau . | » | » | » | 40,11 | » |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

Esp. 21. *Benzoate de soude.* Les cristaux de ce sel sont plus larges que ceux du benzoate de potasse; mais sa saveur est la même. Il est aussi très-soluble dans l'eau. Il s'effleurit à l'air.

Esp. 22. *Succinate de soude.* En saturant de soude l'acide succinique pur, la dissolution donne, par l'évaporation spontanée, de beaux cristaux transparens de succinate de soude. Quelques-uns de ces cristaux sont sous la forme de prismes tetraèdres avec sommets dièdres, et d'autres sont des prismes hexaèdres terminés par une face oblique[6]. La saveur de ce sel est amère; il est moins soluble dans l'eau que l'hydrochlorate de soude, et il n'est point déliquescent à l'air. 22. Succinate.

Lorsqu'on l'expose à une chaleur suffisante en vaisseaux clos, il est complètement décomposé.

Esp. 23. *Moroxylate de soude.* Inconnu.

Esp. 24. *Camphorate de soude.* On peut former ce sel de la même manière que le camphorate de potasse. Il est blanc et transparent. Sa saveur est un peu amère, ses cristaux sont irréguliers. L'eau, à la température de 16° centigrades, dissout moins d'un centième de son poids de ce sel. L'eau bouillante s'en charge, dans la proportion des 0,125 de son poids. Il se dissout aussi dans l'alcool. Exposé à l'air, il perd sa transparence et s'effleurit légèrement, mais il ne s'y réduit jamais complètement en poudre. L'action de la chaleur produit sur ce sel le même effet que sur le camphorate de potasse; l'acide brûle avec une flamme bleue, qui finit par devenir rougeâtre[7]. 24. Camphorate.

---

[1] Wenzel, p. 147.
[2] Richter, Statique chimique. I, 136.
[3] Berzelius, Ann. de Chim. LXXXII, 113.
[4] *Ibid.*
[5] Composition théorétique.
[6] Morveau, Ann. de Chim. XXIX, 166.
[7] Ann. de Chim. XXVII, 26.

Esp. 25. *Boletate de soude.* Inconnu.

Esp. 26. *Subérate de soude.* Ce sel ne cristallise pas. Il rougit la teinture de tournesol. Sa saveur est légèrement amère. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il est déliquescent à l'air. L'action de la chaleur produit sur ce subérate le même effet que sur le subérate de potasse[1].

Esp. 27. *Pyrotartrate de soude.* Ce sel n'a point encore été examiné.

28. Oxalate. Esp. 28. *Oxalate de soude.* En faisant dissoudre deux parties de carbonate de soude cristallisé dans une partie d'acide oxalique, l'oxalate de soude se précipite en partie, parce qu'il est peu soluble dans l'eau. Le surplus de la dissolution donne, par l'évaporation, des cristaux grenus, qui verdissent le sirop de violettes, et qui se dissolvent complètement dans l'eau chaude[2]. La saveur de ce sel est à-peu-près la même que celle de l'oxalate de potasse; mais il est beaucoup moins soluble dans l'eau. Chauffé, il tombe en poudre, et perd en totalité son eau de cristallisation.

Les parties constituantes de ce sel sont:

| | |
|---|---|
| Acide oxalique..... | 53 |
| Soude..... | 47 |
| | 100 |

Dans mes premières expériences[3], j'avais porté trop haut la proportion de l'acide oxalique, parce que celui dont je m'étais servi, n'était pas suffisamment privé d'eau. M. Berard a fait la même erreur[4]. L'analyse de Vogel de Bayreuth est à-peu-près exacte. Il obtint:

| | |
|---|---|
| Acide..... | 54,77 |
| Soude..... | 45,23 |
| | 100,00[5] |

Esp. 29. *Mellate de soude.* Lorsque l'acide mellitique est neutralisé par la soude, la dissolution cristallise en cubes ou

---

[1] Ann. de Chim. XXIII, 52.

[2] Bergman. I, 261.

[3] Phil. Trans. 1808.

[4] Ann. de Chim. LXXIII, 274.

[5] Annals of Philosophy. V, 30.

en tables à trois faces, quelquefois en cristaux isolés, et quelquefois en cristaux en groupes [1].

Esp. 30. *Tartrate de soude.* On peut former ce sel en dissolvant la soude dans l'acide tartarique. Il cristallise en aiguilles fines. Sa pesanteur spécifique est de 1.7437 [2]. Il est soluble dans son propre poids d'eau froide [3]. Ce tartrate peut se combiner avec un excès d'acide, et former ainsi un *tartrate acide* de soude a-peu-près aussi insoluble dans l'eau que le tartrate acide de potasse [4]. 30. Tartrate.

Esp. 31. *Tartrate de potasse et de soude.* On prépare ordinairement ce sel en mettant une partie de tartrate acide de potasse dans cinq parties d'eau bouillante, et en ajoutant peu-à-peu du carbonate de soude à cette liqueur, jusqu'à ce qu'il ne s'y manifeste plus d'effervescence. La dissolution du tartrate acide de potasse s'opère par degrés. Lorsque la saturation est complète, on filtre la dissolution, et on l'évapore alors jusqu'à consistance de sirop : par le refroidissement, le tartrate de potasse et de soude cristallise.

On a distingué ce sel par la dénomination de *sel de Seignette*, du nom d'un apothicaire de la Rochelle, qui le forma le premier, et qui le premier aussi en introduisit l'emploi en médecine; il le recommanda dans un traité qu'il publia sur ce sel, en 1672. Bientôt après, Lemery en ayant adopté l'usage dans la pratique, à Paris, il devint un remède à la mode, et fit la fortune de celui qui l'avait découvert. Sa composition fut tenue secrète pendant quelque temps; mais Boulduc et Geoffroy en reconnurent la composition en 1731. Histoire.

Ce sel cristallise en prismes à 8 ou 10 pans inégaux, ayant leurs extrémités tronquées à angles droits. Ces pans sont généralement divisés en deux dans la direction de leurs axes; et la base sur laquelle ils reposent, est marquée de deux lignes diagonales, qui se croisent de manière à la diviser en quatre triangles. Ce sel a une saveur amère. Il est presque aussi soluble dans l'eau que le tartrate de potasse. Il est efflorescent à l'air; la chaleur le décompose. Sa pesanteur spécifique est de 1.757 [5].

---

[1] Klaproth's Beitrage. III, 131.
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[3] Wenzel, p. 308.
[4] Thénard, Ann. de Chim. XXXVIII, 39.
[5] Watson's Chemical Essays. V, 67.

D'après l'analyse que Vauquelin a faite de ce sel, il est composé de

| | |
|---|---|
| 54 | Tartrate de potasse. |
| 46 | Tartrate de soude. |
| 100[1] | |

Si nous le considérons comme étant formé de 1 atôme de tartrate de potasse, uni à 1 atôme de tartrate de soude, ce qui est évidemment sa composition, alors il doit consister en

| | |
|---|---|
| Tartrate de potasse. . . . . | 53,73 |
| Tartrate de soude. . . . . | 46,27 |
| | 100,00 |

Or ces proportions coïncident avec le résultat de l'analyse de Vauquelin.

Esp. 32. *Citrate de soude* On peut préparer ce sel en faisant dissoudre de la soude dans l'acide citrique. Par une évaporation convenable, on l'obtient cristallisé en prismes à 6 pans, qui ne sont point terminés par des pyramides. Sa saveur est salée et fraîche; il exige 1,66 parties d'eau pour se dissoudre dans ce liquide. Il s'effleurit légèrement à l'air. Chauffé, il fond, se boursouffle, bouillonne, noircit, et il est décomposé. Ce sel consiste, suivant Vauquelin, en

| | |
|---|---|
| 60,7 | Acide. |
| 39,3 | Soude. |
| 100,0[2] | |

En le considérant comme étant formé de 1 atôme acide + 1 atôme soude, ses parties constituantes seront :

| | | |
|---|---|---|
| Acide citrique. . . . . | 7,375. . . . . | 64,83 |
| Soude. . . . . | 4,000. . . . . | 35,17 |
| | | 100,00 |

Esp. 33. *Rheümate de soude.* Il paraît que ce sel cristallise en prismes tétraèdres. Il n'est pas déliquescent, et il se dissout dans l'eau[3].

---

[1] Fourcroy. VII, 246.
[2] *Ibid.* p. 207.
[3] Annals of Philosophy. VIII, 252.

Esp. 34. *Kinate de soude.* Inconnu.

Esp. 35. *Saccholactate de soude.* Petits cristaux solubles dans 5 fois leurs poids d'eau bouillante[1].

Esp. 36. *Urate de soude.* Une poudre blanche, ayant la même apparence que l'acide urique pur, soluble dans une lessive de soude.

Esp. 37. *Malate de soude.* Sel déliquescent, très-soluble, incristallisable.

Esp. 38. *Sorbate de soude.* Ce sel ne cristallise qu'autant qu'il contient un excès d'acide. Il forme alors des cristaux permanens, solubles dans l'eau, mais qui ne se dissolvent point dans l'alcool[2].

Esp. 39. *Formate de soude.* Ce sel n'a point encore été examiné avec soin.

Esp. 40. *Lactate de soude.* Ce sel a une très-grande ressemblance avec le lactate de potasse, dont on ne peut le distinguer que par l'analyse[3].

Esp. 41. *Zumate de soude.* Sel déliquescent, incristallisable, soluble dans l'alcool[4].

---

On reconnaît aisément la composition des sels de soude en les considérant comme étant composés de 1 atôme de soude uni à 1 atôme de chacun des acides. Un atôme de soude pèse 4, et le poids d'un atôme de chacun des acides a été donné dans un chapitre précédent de ce volume.

Le carbonate de soude est peut-être de tous les sels de cette base celui dont on fait le plus d'usage. On employe beaucoup le sulfate comme cathartique. On fait également usage, en médecine, du sel de Seignette (tartrate de potasse et de soude); mais il n'a été fait de la plupart des sels de soude aucune application utile.

---

[1] Schéele, on sugar of milk.

[2] Donovan.

[3] Berzelius, Djurkemien. II, 436.

[4] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 87.

## SECTION IV.

### *Sels de chaux.*

1. Parmi les sels de chaux, il en est un très-grand nombre que l'eau ne peut dissoudre; et quelques-uns de ceux qui sont solubles dans ce liquide, cristallisent difficilement.

Propriétés générales.

2. Si l'on fait bouillir pendant quelque temps un sel de chaux insoluble dans l'eau, dans une dissolution de carbonate de potasse, il reste une poudre blanche, qui se dissout avec effervescence dans l'acide nitrique, et qui manifeste tous les caractères d'un carbonate de chaux.

3. Les sels de chaux solubles n'éprouvent aucun changement par une addition d'ammoniaque pure; mais la potasse ou la soude y produisent un précipité blanc, qui est la chaux pure.

4. Lorsqu'on verse de l'oxalate d'ammoniaque dans la dissolution d'un sel de chaux, il se produit immédiatement un précipité blanc, épais; mais cet effet de précipitation instantanée n'a pas lieu avec le citrate ou le tartrate d'ammoniaque.

5. Les sels de chaux ne sont point précipités par le ferrocyanate de potasse; mais quelques-uns le sont en les mêlant avec une infusion de noix de galle.

1. Nitrate.

Esp. 1. *Nitrate de chaux.* Ce sel est connu depuis longtemps des chimistes. Il accompagne presque toujours le nitrate de potasse natif. On peut le préparer en dissolvant le carbonate de chaux dans l'acide nitrique, en évaporant la dissolution jusqu'à consistance de sirop, et en la laissant alors refroidir lentement. Le sel s'y dépose en cristaux.

Propriétés.

Les cristaux de ce sel sont des prismes à 6 pans, terminés par de longues pyramides; mais il se présente le plus souvent sous la forme de longues aiguilles déliées et brillantes. Sa saveur est très-âcre et très-amère; sa pesanteur spécifique est de 1,6207 *. Il existe à peine un autre sel qui soit plus soluble dans l'eau. Une partie de ce liquide en dissout quatre de nitrate de chaux à la température de 160 centigr., et l'eau bouillante s'en charge en toute proportion. L'alcool le dis-

* Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

sout en poids égal au sien à la température de l'ébullition [1]. Le nitrate de chaux, de même que tous les sels très-solubles, s'obtient difficilement cristallisé. Exposé à l'air, il en attire très-promptement l'humidité, et s'y fond entièrement. C'est à raison de cette tendance à s'humecter, qu'on l'emploie quelquefois pour dessécher les gaz, en les faisant traverser des tubes contenant du nitrate de chaux bien desséché. Ce sel attire, pendant leur passage, une grande partie de l'eau qu'ils tenaient en dissolution.

Le nitrate de chaux éprouve très-promptement la fusion aqueuse lorsqu'il est chauffé; son eau de cristallisation s'évapore, il se dessèche, et acquiert souvent la propriété d'être lumineux dans l'obscurité. On l'appelait autrefois, dans cet état, *phosphore de Baudoin*, du nom de celui qui lui reconnut, pour la première fois cette propriété [2]. A un plus grand degré de chaleur, il est décomposé: il y a dégagement de deutoxide d'azote, de gaz oxigène, de gaz azote, et la chaux reste pure. Ce sel détone à peine avec les corps combustibles, et probablement à raison de la grande proportion de son eau de cristallisation.

Les expériences qui ont été faites pour en déterminer les parties constituantes, ont donné les résultats suivans:

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide . . | 43 [3] | 57,44 [4] | 63,9 [5] | 66,2 [6] | 65,06 [7] | Composition. |
| Base. . . | 32 | 32,00 | 36,1 | 33,8 | 34,94 | |
| Eau. . . | 25 | 10,56 | » | » | » | |
| Total. . . | 100 | 100,00 | 100 | 100 | 100,00 | |

Esp. 2. *Carbonate de chaux*. Cette substance, connue sous les noms de marbre, de craie, de pierre à chaux, etc., existe en grande abondance dans la nature, diversement mêlée avec d'autres corps. C'est peut-être, à l'exception de l'hydrochlorate de soude, la substance saline la plus impor- 2. Carbonate.

---

[1] Bergman. I, 136.

[2] Son exposé, sur la formation de cette substance, fut publié, en 1675, sous le titre de *Phosphorus hermeticus, seu magnes luminaris*. Voy. aussi Phil. Trans. abr. II, 368.

[3] Bergman. I, 136.

[4] Kirwan, Nicholson's Journ. II, 315.

[5] Richter, Statique chimique. I, p. 136.

[6] Wenzel, p. 84.

[7] Composition théorétique.

tante et la plus généralement employée; aussi ses propriétés ont-elles été très-complètement examinées.

Propriétés. On rencontre souvent le carbonate de chaux cristallisé et parfaitement transparent. La forme primitive de ces cristaux est le rhomboïde obtus à angles de 101°,50 et 78°,50. Celle de sa molécule intégrante est la même; mais outre cette forme primitive, les cristaux de carbonate de chaux se présentent sous tant de figures différentes, qu'il n'en a pas été découvert et décrit par les minéralogistes, moins de 616 variétés. Ce carbonate n'a presque pas de saveur. Sa pesanteur spécifique est de 2,7. Il est insoluble dans l'eau pure; mais ce liquide saturé d'acide carbonique peut en prendre la quinze centième partie de son poids. Il se précipite peu-à-peu de cette dissolution, sous la forme d'une poudre blanche [1]. Il ne s'altère que peu, ou même pas du tout à l'air. Exposé à la chaleur, il décrépite; il perd son eau de cristallisation, et l'acide s'en sépare ensuite à mesure que la chaleur augmente; mais il en faut une assez forte pour le lui enlever complètement.

On l'a trouvé composé, savoir:

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide..... | 34 [2] | 45 [3] | 43,9 [4] | 43,2 [5] | 43,14 [6] |
| Base..... | 55 | 55 | 56,1 | 56,8 | 56,86 |
| Eau..... | 11 | » | » | » | » |
| | 100 | 100 | 100,0 | 100,0 | 100,00 |

Fusibilité. Il a été fait, par James Hall, quelques expériences très-intéressantes sur la fusibilité de ce sel. Leur résultat fut qu'en mettant, par une forte compression, obstacle au dégagement de l'acide carbonique, le sel fond à une chaleur rouge, et prend un aspect qui a quelque ressemblance avec la *pierre à chaux grenue.* Il se dissipe ordinairement une portion de l'acide carbonique, quelquefois très-petite, et très-souvent n'excédant pas 4 ou 5 pour 100. Bucholz a vérifié ces expériences d'une manière inattendue. Il mit deux kilogrammes de craie lavée (carbonate de chaux avec

[1] Bergman. I, 26.
[2] *Ibid.* Opusc. I, 23.
[3] Kirwan, Nicholson's Journ. III, 215.
[4] Dr. Marcet, Nicholson's Journ. XX, 29.
[5] Mon analyse.
[6] Composition théorétique.

0,005 seulement de matière étrangère) dans un creuset en l'y foulant bien, et il exposa ensuite ce creuset couvert à l'action d'une forte chaleur dans un fourneau. La craie fut convertie, à l'exception d'une petite portion à sa surface, en une masse foliée, dure, jaunâtre, avec une très-grande transparence, et ayant évidemment éprouvé un commencement de fusion. Elle était absolument dans un état semblable à celui du carbonate de chaux de James Hall, et elle contenait 0,42 d'acide carbonique [1]. Bucholz obtint le même effet sans compression. Il était dû, sans-doute, au degré de chaleur auquel le creuset avait été exposé.

Esp. 3. *Borate de chaux*. En mêlant ensemble de l'eau de chaux et une dissolution aqueuse d'acide borique, ou bien en faisant bouillir ensemble dans l'eau, de la chaux et du sous-borate de soude pur, le borate de chaux se précipite, dans l'un et l'autre cas, à l'état d'une poudre blanche, insipide et qui se dissout difficilement dans l'eau [2].

Esp. 4. *Silicate de chaux* Le minéral appelé *shaalstein* ou *spath en table*, qui n'a encore été trouvé que dans le Bannat de Temeswar et dans l'île de Ceylan, est un *bisilicate de chaux*. Il est d'un blanc grisâtre, avec un éclat nacré et à cassure lamelleuse. Il est semi-transparent et semi-dur. Sa composition est, suivant l'analyse de Klaproth, de 4. Silicate.

| | |
|---|---|
| Silice | 50 |
| Chaux | 45 |
| Eau | 5 |

Si nous le supposons formé de 2 atômes silice et de 1 atôme chaux, ses parties constituantes seront

| | |
|---|---|
| Silice | 49,83 |
| Chaux | 45,17 |
| Eau | 5 |
| | 100,00 |

Or, ces proportions coïncident presqu'exactement avec les résultats de l'analyse.

Esp. 5. *Borosilicate de chaux*. Le minéral appelé *datholite*, découvert par Esmark, près Arendal, en Nor- 5. Borosilicate.

[1] Gehlen's Journ. 2.e série. I, 271.
[2] Bergman. III, 363.

wège, est un borosilicate de chaux. On trouve ce sel de couleur blanche, grisâtre ou verdâtre, et cristallisé en prismes rectangulaires applatis, ayant leurs angles tronqués. Il est demi-transparent, assez dur, avec éclat résineux et d'une pesanteur spécifique de 2,980. Klaproth l'a trouvé composé de

| | |
|---|---|
| Silice | 36,5 |
| Acide borique | 24 |
| Chaux | 35,5 |
| Eau | 4 |
| | 100,0 [1] |

6. Phosphate. Esp. 6. *Phosphate de chaux.* Il existe au-moins quatre sous-espèces de ce sel, qu'on peut obtenir séparément, savoir : le *phosphate*, le *bi-phosphate*, le *quadri-phosphate* et le *sous-phosphate.*

Sous-Esp. 1. *Phosphate.* Schéele et Gahn trouvèrent les premiers, en 1774, ce sel important, dans les os, dont il constitue la base; mais c'est par les recherches plus étendues d'Ekeberg [2], de Fourcroy et de Vauquelin [3], que nous en avons connu d'une manière plus précise les propriétés.

Préparation. Ce sel formant la base des os, on peut se dispenser de le préparer artificiellement. Il suffit, pour l'obtenir à l'état de pureté, du procédé suivant : on calcine les os au blanc, on les réduit en poudre, et par des lavages à l'eau répétés, on en sépare plusieurs sels solubles que les os contiennent. On dissout la masse ainsi lavée dans l'acide hydrochlorique, et on précipite la dissolution par l'ammoniaque. On lave avec soin le précipité, et on le fait sécher. C'est le phosphate de chaux pur.

Propriétés. Le phosphate de chaux, ainsi préparé, est toujours à l'état d'une poudre blanche. Ce sel est sans saveur, insoluble dans l'eau, et inaltérable à l'air. Il peut être fortement chauffé sans éprouver aucun changement ; mais à un très-grand dégré de chaleur il se ramollit et se convertit en un émail blanc demi-transparent, ou plutôt en porcelaine. Il faut, d'après les expériences de Saussure, une chaleur équivalente à 378° du

---

[1] Gehlen's Journ. VI, 107.
[2] Crell's Ann. 1798, I, 323.
[3] Mém. de l'Inst. II, 274.

pyromètre de Wedgewood pour produire cet effet [1]. Il se dissout sans effervescence dans les acides nitrique et hydrochlorique; et il peut en être précipité de nouveau par l'hydrochlorate d'ammoniaque, sans avoir été altéré dans sa nature.

Les acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, fluorique, ainsi que plusieurs acides végétaux, peuvent décomposer le phosphate de chaux; mais la décomposition n'est que partielle.

La table qui suit, présente les résultats des expériences faites, jusqu'à présent, sur la composition de ce sel. Composition.

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide..... | 100 [2] | 100 [3] | 100 [4] | 100 [5] |
| Chaux..... | 72,91 | 84,53 | 79,775 | 80,5 |

Sous-esp. 2 *Biphosphate de chaux.* Si l'on met en digestion du phosphate de chaux dans l'acide phosphorique pur, dissous dans l'eau chaude, on trouvera que l'acide prend une quantité du phosphate, contenant exactement son propre poids d'acide phosphorique; mais il refuse d'en dissoudre davantage. Je considère donc cette dissolution comme étant un bi-phosphate de chaux. Elle a une saveur acide, et plutôt piquante et désagréable. En l'évaporant lentement jusqu'à siccité, elle ne cristallise pas; mais elle produit une masse blanche sèche, un peu déliquescente à l'air, soluble dans l'eau, mais ne se dissolvant pas dans les acides. Au chalumeau, elle se fond en un verre transparent insipide, insoluble dans l'eau, et n'ayant point d'action sur les couleurs bleues végétales. Aucun acide ne dissout ce bi-phosphate, qui est évidemment composé de

| | |
|---|---|
| Acide..... | 100 |
| Chaux..... | 40,27 |

Sous-esp. 3. *Quadri-phosphate de chaux.* En faisant digérer, pendant quelque temps, du phosphate de chaux en poudre fine, avec autant d'acide sulfurique qu'il en faut pour saturer toute la chaux que le sel contient; si alors, après avoir étendu la liqueur d'une suffisante quantité d'eau, on

---

[1] Journ. de Phys. XLV, 26.
[2] Ekeberg, corrigeant ses données. Crell's Annals, 1798, I, 331.
[3] Berzelius, Ann. de Chim. et Phys. II, 168.
[4] D'après mes expériences.
[5] Composition théorétique.

met le tout sur un filtre, le liquide qui passe à travers contient tout l'acide phosphorique [1] encore combiné avec un quart de la chaux qui existait originairement dans le sel. Les autres trois quarts ont été séparés de ce sel par l'acide sulfurique, et restent sur le filtre. Ce liquide contient donc en dissolution un quadri-phosphate de chaux. Ce sel est celui décrit par Fourcroy et Vauquelin, en 1795, sous le nom de surphosphate de chaux. Par l'évaporation, le liquide se réduit en une croute molle, d'une saveur acide et soluble dans l'eau. Chauffée, elle se fond promptement au chalumeau, en un verre insipide transparent, insoluble dans l'eau et dans les acides, et qui n'a aucune action sur les couleurs bleues végétales. C'est la substance bien connue dont on fait l'acide phosphorique, et qui se vend chez les apothicaires, sous le nom d'*acide phosphorique vitreux*. Si après l'avoir mêlée avec une certaine quantité de bicarbonate de potasse, on l'expose à une chaleur rouge, elle est décomposée et convertie en phosphate de potasse et phosphate ordinaire de chaux. On peut, en procédant ainsi, obtenir environ 1gr,5 de phosphate de chaux ordinaire de 3 grammes du sel vitreux.

Sous-esp. 4. *Sous-phosphate de chaux*. Ce sel, qui se rencontre dans la nature, est connu des minéralogistes sous le nom d'*apatite* ou *pierre d'asperge*. Il cristallise ordinairement en prismes hexaèdres surbaissés. Sa couleur varie ; mais le plus ordinairement elle est blanche ou verte. Il a beaucoup d'éclat, et cet éclat est résineux. Sa cassure est imparfaitement lamelleuse. Il est mou, et sa pesanteur spécifique varie de 2,824 à 3,2. D'après les analyses qui en ont été faites par Klaproth et Vauquelin, ce sel est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide phosphorique..... | 100 [2] .... | 100 [3] |
| Chaux..... | 118,5.... | 125,12 |

Si nous considérons actuellement que ce sel est formé de 1 atôme acide phosphorique + 1 ½ atôme chaux, ou, ce qui

---

[1] Il y a environ un tiers du phosphate de chaux qui n'est pas décomposé; mais je fais abstraction de cette quantité.

[2] Vauquelin, Journ. des Mines, n.° 37, p. 2.

[3] Beitrage. IV, 194.

est la même chose, de 2 atômes acide + 3 atômes chaux, alors sa constitution sera :

| | |
|---|---|
| Acide phosphorique..... | 100 |
| Chaux..... | 120,82 |

Ce qui se rapproche de très-près du résultat moyen des analyses de Klaproth et de Vauquelin.

Esp. 7. *Phosphite de chaux.* Ce sel n'a pas encore été examiné.

Esp. 8. *Hypophosphite de chaux.* Ce sel est très-soluble dans l'eau; mais ses propriétés n'ont pas été particulièrement recherchées.

Esp. 9. *Sulfate de chaux.* Il y a deux sous-espèces de ce sel. La première contient de l'eau, c'est le *sulfate ordinaire*; la seconde est privée d'eau, on l'appelle *sulfate anhydre.* 1. Sulfate de chaux.

Sous-esp. 1. *Sulfate ordinaire.* Ce sel était bien connu des anciens sous le nom de *gypse*; mais ce ne fut que par l'analyse qu'en firent Margraff et Macquer, qu'on apprit qu'il était un composé d'acide sulfurique et de chaux. Le sel formé artificiellement par l'union de ces deux substances, s'appelait autrefois *sélénite*, probablement à raison de sa blancheur. Sulfate ordinaire.

Bergman examina, le premier, ce sel avec précision. On le trouve si abondamment répandu dans la nature, qu'on le forme rarement par l'art. Lorsqu'il est pur, il est souvent cristallisé. La forme primitive de ses cristaux est, suivant Haüy, un prisme droit quadrangulaire, à bases rhomboïdales, dont les angles sont de 113 et de 67 degrés. Sa molécule intégrante a la même forme; mais il se rencontre plus ordinairement cristallisé en octaèdres, en prismes hexaèdres avec sommets tétraèdres, ou sous forme lenticulaire. Ces cristaux sont souvent extrêmement transparens. Propriétés.

Sa saveur est légèrement nauséabonde; mais elle est à peine sensible, si ce n'est lorsqu'on boit de l'eau qui en est imprégnée [1]. Ce sel est soluble dans 460 parties d'eau à la température de 16° centigr., et dans 450 parties d'eau bouillante [2]. M. Paul a observé, qu'en saturant cette dissolution

---

[1] Macquer.
[2] Bucholz, Gehlen's Jour. V, 165.

de gaz hydrogène par pression, le sulfate se convertit, au bout d'environ six mois, en un sulfure [1]. Ce sel ne s'altère point a l'air. Il se dissout dans l'acide sulfurique.

En l'exposant à la chaleur, il perd son eau de cristallisation, il décrépite, et se réduit en une poudre blanche, douce au toucher. Cette poudre, après avoir été dépouillée de son eau en la chauffant au rouge, absorbe ensuite très-rapidement ce liquide, et le solidifie. Il se produit en même-temps une légère augmentation de température; de sorte qu'en faisant une pâte de cette poudre avec de l'eau, elle se dessèche en peu d'instans. Dans cet état, on l'appelle *plâtre de Paris*; et à raison de cette propriété, on en fait un grand usage pour former des moules, etc.

Le sulfate de chaux, chauffé très-fortement, finit par se fondre. Au chalumeau, il donne un globule vitreux, opaque. La température nécessaire pour produire cet effet est, suivant Saussure, de 51° de Wedgewood [2].

On a présenté, dans la table qui suit, les expériences les plus exactes qui aient été faites jusqu'à présent pour déterminer les parties constituantes de ce sel.

| | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide. | 43 [3] | 56,58 [4] | 46 [5] | 57 [6] | 57,57 [7] | 58 [8] | 57,97 [9] | 45,8 [10] |
| Chaux. | 33 | 43,42 | 32 | 43 | 42,43 | 42 | 42,03 | 33,2 |
| Eau. | 24 | » | 22 | » | » | » | » | 21 |
| | 100 | 100,00 | 100 | 100 | 100,00 | 100 | 100,00 | 100,0 |

Sulfate anhydre.

SOUS-ESP. 2. *Sulfate anhydre*. Cette sous-espèce, qui paraît avoir été distinguée pour la première fois par Haüy, se trouve native dans diverses contrées : comme en Suède, dans le Tyrol, à Berne, etc. Fleurieu en décrivit, avec beaucoup d'exactitude, un échantillon, dans le *Journal de physique* pour 1798, et Vauquelin reconnut sa composition par l'analyse. Il a été fait depuis des recherches plus étendues sur ce sel

---

[1] Phil. Mag. XV, 63.
[2] Journ. de Phys. XLV, 16.
[3] Bucholz Gehlen's Jour. V, 162.
[4] *Ibid.*
[5] Bergman. I, 135.
[6] D'après mon analyse.
[7] Klaproth, Gehlen's Jour. II, 359.
[8] Berzelius, Ann. de Chim. LXXVII, 84.
[9] Composition théorétique.
[10] *Ibid.*

par Bournon [1], Chenevix [2], qui en analysa un échantillon plus pur ; et plus récemment encore par Klaproth [3].

Ce sel est ordinairement en cristaux, dont la forme primitive est un prisme droit ayant deux de ses faces plus larges que les deux autres. Il a beaucoup d'éclat, et les faces larges ont une apparence nacrée. Sa pesanteur spécifique est d'environ 2,950. Sa dureté, qui est très-grande, ne le cède point à celle du spath calcaire. Il devient ordinairement phosphorescent lorsqu'il a été chauffé. Il est transparent, insoluble dans l'eau, et se rapporte dans toutes ses autres propriétés au sulfate ordinaire.

Il est exactement composé de la même manière que le sulfate, si ce n'est qu'il ne contient pas d'eau.

Esp. 10. *Sulfite de chaux.* Berthollet est le premier chimiste qui ait fait mention de ce sel, que Fourcroy et Vauquelin ont décrit. 10. Sulfite.

Lorsqu'on l'obtient en saturant l'acide sulfureux de carbonate de chaux, il est sous la forme d'une poudre blanche ; mais si l'on ajoute un excès d'acide sulfureux, il se dissout et la dissolution cristallise par refroidissement en prismes à 6 pans, terminés par des pyramides allongées. Ce sel n'a presque pas de saveur. Cependant, en le tenant pendant quelque temps dans la bouche, il laisse sur la langue une impression manifestement sulfureuse. Il exige environ 800 parties d'eau pour se dissoudre. Exposé à l'air, il effleurit très-lentement, et sa surface est changée en sulfate de chaux. Lorsqu'il est chauffé, il perd son eau de cristallisation, et tombe en poussière. Exposé à une chaleur violente, il s'en dégage du soufre, et il est converti en sulfate de chaux. Les parties constituantes de ce sulfite sont :

| | |
|---|---|
| Acide..... | 54,29 |
| Chaux..... | 45,71 |
| | 100,00 |

Esp. 11. *Hyposulfite de chaux.* En exposant à l'air une dissolution de sulfure de chaux, elle perd sa couleur en peu de jours; il s'y précipite du soufre et du carbonate de chaux,

[1] Journ. des Min. An X. II, 345.
[2] *Ibid.* p. 418.
[3] Gehlen's Journ. II, 355.

qu'on en sépare aisément par le filtre. En évaporant ensuite cette dissolution, elle donne des cristaux prismatiques à-peu-près semblables à ceux d'hydrochlorate de chaux. Ces cristaux, conservés pendant long-temps à l'air, n'éprouvent aucune espèce d'altération. Ils sont solubles dans l'eau, et consistent dans l'hypo-sulfite de chaux [1].

Esp. 12. *Arseniate de chaux.* En versant de l'acide arsenique, dans de l'eau de chaux, il se forme un précipité d'arseniate de chaux; mais si on ajoute un excès d'acide, le sel est redissous, et la liqueur donne, par l'évaporation, de petits cristaux d'arseniate de chaux. Ces cristaux sont solubles dans l'eau; l'acide sulfurique les décompose. On peut également obtenir cet arseniate en faisant dissoudre de la craie dans l'acide arsenique, ou en mêlant ensemble des arseniates alcalins et des nitrate, hydrochlorate, ou acétate de chaux. Lorsqu'on chauffe l'arseniate de chaux, il manifeste les mêmes phénomènes que l'arseniate de potasse. Les parties constituantes de ce sel sont, d'après l'analyse que Laugier a faite [2], de

| | |
|---|---|
| Acide arsenique..... | 67 |
| Chaux..... | 33 |
| | 100 |

Si nous le supposons composé de 1 atôme acide + 1 atôme de base, il consisterait dans

| | |
|---|---|
| Acide..... | 66,6 |
| Chaux..... | 33,3 |

Nombres qui coïncident avec ceux de Laugier.

Esp. 13. *Arsenite de chaux.* C'est une poudre blanche insoluble.

Esp. 14. *Antimoniate de chaux.* On peut former ce sel en versant une dissolution d'antimoniate de potasse dans de l'hydrochlorate de chaux. C'est une poudre blanche, peu soluble dans l'eau. Le précipité affecte la forme cristalline, précisément comme celui de carbonate de chaux [3].

---

[1] Gay-Lussac, Ann. de Chim. LXXXV, 200.

[2] Ann. de Chim. LXXXV, 58.

[3] Berzelius, Nicholson's Journ. XXXV, 41.

Esp. 15. *Antimonite de chaux.* C'est une poudre blanche cristalline, très-soluble dans l'eau [1].

Esp. 16. *Chromate de chaux.* Ce sel n'a encore été examiné jusqu'à présent que par Vauquelin. La dissolution de la chaux dans l'acide chromique donne par l'évaporation, des plaques soyeuses d'un brun jaunâtre, qui se dissolvent facilement dans l'eau; ce chromate est décomposé par les alcalis fixes [2]. 16. Chromate.

Esp. 17. *Molybdate de chaux.* Ce sel se produit à l'état pulvérulent, en versant de l'acide molybdique dans une dissolution de chaux par les acides nitrique ou hydrochlorique. Il ne paraît pas être soluble dans l'eau [3].

Esp. 18. *Tungstate de chaux.* Ce sel, qui se rencontre dans la nature, est connu par les minéralogistes sous le nom de *tungstène*. Il fut décrit le premier, et c'est de lui que l'oxide métallique et tout le genre, reçurent leur dénomination. On le trouve ordinairement cristallisé; et, d'après les observations de Bournon, il paraît que sa forme primitive est un octaèdre, composé de deux pyramides tétraèdres, appliquées base à base. Les faces sont des triangles isocèles dont l'angle au sommet est de 44°16′, et chacun des deux autres de 67° 52′. L'angle solide au sommet pris sur les faces est de 48° et de 64° 22′ lorsqu'il est pris sur les bords du cristal [4]. 18. Tungstate.

Ce sel est d'un gris jaunâtre, quelquefois cristallisé, et toujours un peu translucide. La forme primitive de ses cristaux est, suivant Haüy, l'octaèdre. Sa pesanteur spécifique est d'environ 6, et sa dureté est, en général, très-considérable. Il est insoluble dans l'eau, et ne s'altère pas sensiblement à l'air. Ce sel est composé, d'après l'analyse de Berzelius [5], de

| | |
|---|---|
| Acide tugnstique..... | 80,417 |
| Chaux..... | 19,400 |
| | 99,817 |

Esp. 19. *Acétate de chaux.* Crollius a donné le premier 19. Acétate.

---

[1] Berzelius, Nicholson's Journ. XXXV, 45.
[2] Ann. de Chim. LXX, 70.
[3] Gren's Handbuch III, 711.
[4] Bournon, Journ. des Min. An 11, n.°. 75, p. 161.
Afhandlingar. IV, 305.

une description exacte de ce sel. Cependant les anciens firent usage, dans la chirurgie, d'un mélange de chaux et de vinaigre[1]. On forme aisement ce sel en faisant dissoudre du carbonate de chaux dans l'acide acétique. La dissolution évaporée jusqu'à pellicule, donne par le refroidissement, l'acétate de chaux en belles aiguilles prismatiques, d'un aspect brillant, satiné. La pesanteur spécifique de ce sel est de 1,005[2].

Sa saveur est amère et aigre, parce qu'il est toujours avec excès d'acide. Il est soluble dans l'eau et inaltérable à l'air; au-moins Morveau a-t-il gardé de ce sel pendant une année entière, recouvert simplement avec du papier, et même pendant un mois sans l'être du tout, et il n'avait éprouvé aucune espèce de changement[3]. La chaleur le décompose en dégageant et en détruisant en même-temps une portion de son acide.

Les analyses qu'on a faites jusqu'à présent de ce sel, ont donné pour proportions de ses parties constituantes

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide. . . | 64,34 . . | 65,115 . . | 65,756 . . | 64,67 . . | 63,758 |
| Base . . . | 35,7. . . | 34,89. . . | 34,25. . . | 35,4. . . | 36,25 |
| | 100.0 | 100,00 | 100,00 | 100,0 | 100,00 |

Esp. 20. *Benzoate de chaux.* Ce sel se forme en cristaux blancs, luisans, pointus, d'une saveur sucrée, et beaucoup plus solubles dans l'eau chaude que dans l'eau froide. Il existe en abondance dans l'urine des vaches[9]. Il exige 20 parties d'eau froide pour se dissoudre. Chauffé il se fond, donne de l'eau, et un peu d'acide benzoïque. Par l'augmentation de la chaleur il se sépare un acide empyreumatique semblable au baume du Pérou[10].

20. Benzoate.

Esp. 21. *Succinate de chaux.* Ce sel se forme en cristaux oblongs, pointus, non déliquescens, et qui se dissolvent

---

[1] Plinii lib. XXXVI, c. 24
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[3] Morveau, Encycl méthod. I, 9.
[4] Higgins on acetous acid, p. 47.
[5] Richter, Statique chimique. I, p. 136.
[6] Wenzel, p. 150.
[7] Berzelius, Annals of Philòsophy. V, 174.
[8] Composition théorétique.
[9] Fourcroy et Vauquelin.
[10] Bucholz, Gehlen's Journ. fur die Chemie, Physick, etc. IX, 348

difficilement, même dans l'eau bouillante. Ce sel ne s'altère point à l'air. Il est décomposé par l'hydrochlorate d'ammoniaque, ainsi que par les carbonates d'alcalis fixes.

Esp. 22. *Moroxylate de chaux*. On trouva ce sel dans l'écorce d'un murier à Naples. Il est cristallisé en aiguilles courtes, et ne s'altère point à l'air. A la température ordinaire de l'atmosphère 100 parties d'eau dissolvent 1,5 parties de ce sel, et cette même proportion du liquide bouillant peut en dissoudre 3,5 parties. Sa saveur ressemble à celle de l'acide succinique. Lorsqu'il est chauffé il se boursouffle en exhalant une vapeur qui irrite l'organe de l'odorat. Sa dissolution précipite l'acétate de plomb, le nitrate d'argent et le nitrate de mercure. 22. Moroxylate

Esp. 23. *Camphorate de chaux*. On peut préparer ce sel en mettant dans de l'eau de chaux de l'acide camphorique cristallisé. On fait alors bouillir le mélange, on le passe à travers un filtre, et on fait évaporer la liqueur jusqu'aux 0,75 environ de son volume. Par le refroidissement le camphorate de chaux se dépose. Ce sel n'affecte pas de forme régulière; mais lorsque l'évaporation a été conduite d'une manière convenable, on l'obtient en lames couchées l'une sur l'autre. Il est blanc et d'une saveur légèrement amère. 23. Camphorate de chaux.

L'eau, à la température de 16° centig., ne dissout que très-peu de ce camphorate; l'eau bouillante peut en prendre environ les 0,02 de son poids. Il est insoluble dans l'alcool. Exposé à l'air il se dessèche et tombe en poussière. Lorsqu'il est chauffé modérément il fond et se boursouffle. Mis sur les charbons ardens, ou lorsqu'on le chauffe en vaisseaux clos, l'acide est décomposé et volatilisé, et la chaux reste à l'état de pureté. En versant de l'acide sulfurique dans une dissolution de ce sel, il y produit un précipité insoluble. Les acides nitrique et hydrochlorique précipitent l'acide camphorique.

Le camphorate de chaux est composé, suivant Bouillon Lagrange, de

| | |
|---|---|
| 50 | Acide. |
| 43 | Chaux. |
| 7 | Eau. |
| 100 | |

Esp. 24. *Bolétate de chaux*. Ce sel a été décrit, p. 166 de ce volume.

25. Subérate. Esp. 25. *Subérate de chaux.* Ce sel ne cristallise point. Il est parfaitement blanc; sa saveur est un peu salée. Il ne rougit pas la teinture de tournesol. Il se dissout très-peu dans l'eau, si ce n'est lorsqu'elle est chaude; et lorsque la liqueur refroidit, le sel dissous en plus se précipite. Mis sur les charbons ardens, ce subérate se boursouffle, l'acide est décomposé, et il ne reste que la chaux à l'état pulvérulent [1].

Esp. 26. *Pyro-tartrate de chaux.* Ce sel n'a pas été examiné.

27. Oxalate: Esp. 27. *Oxalate de chaux.* L'acide oxalique ne dissout pas facilement la chaux, à raison de l'insolubilité de l'oxalate de cette base; mais on se procure aisément le sel, en versant de l'acide oxalique dans toute dissolution quelconque de chaux par un acide. L'oxalate de chaux se précipite immédiatement à l'état d'une poudre blanche insipide, insoluble dans l'eau, et verdissant le sirop de violettes. L'oxalate de chaux se dissout très-facilement dans presque tous les acides; d'où il suit qu'il n'est précipité d'aucun liquide contenant un excès d'acide. Cet oxalate est composé de

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide. . . . | 62,5 [2] . . | 62 [3] . . | 61,345 [4] . . | 56,25 [5] . . | 55,44 [6] |
| Base. . . . | 37,5. . . | 38. . . | 38,655. . . | 43,75. . . | 44,56 |
| | 100,0 | 100 | 100,000 | 100,00 | 100,00 |

Aucun des acides, ni des corps terreux et alcalins ne peut décomposer complètement ce sel, qu'en détruisant l'acide oxalique; mais cet acide peut être facilement décomposé et dégagé par l'action de la chaleur. L'oxalate de chaux ne devient pas soluble par l'addition d'un excès d'acide, et par conséquent il est probable qu'il n'existe pas de sur-oxalate de chaux.

Esp. 28. *Mellate de chaux.* Lorsqu'on mêle de l'acide mellitique avec une dissolution de sulfate de chaux, il se précipite de très-petits cristaux grenus qui ne troublent point la transparence de la liqueur; mais par l'addition d'un

---

[1] Ann. de Chim. XXIII, 54.
[2] Mon analyse.
[3] Berard, Ann. de Chim. LXXIII, 265.
[4] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiq. II, 300.
[5] Vogel de Bayreuth, Annals of philosophy. V, 30.
[6] Composition théorétique. Dans toutes les analyses, excepté celle de Vogel, l'acide oxalique retenait encore une portion d'eau; c'est pourquoi la proportion d'acide y a été portée très-haut.

peu d'ammoniaque, le précipité est rendu floconneux [1]. Le précipité produit par l'acide mellitique dans l'eau de chaux, est redissous par une addition d'acide nitrique [2].

Esp. 29. *Tartrate de chaux.* On produit ce sel en faisant dissoudre de la chaux dans l'acide tartarique, ou plus économiquement, en ajoutant du carbonate de chaux en poudre à une dissolution de tartrate acide de potasse dans l'eau bouillante, jusqu'à ce qu'il ne s'y manifeste plus d'effervescence, et que la liqueur ne rougisse plus les couleurs bleues végétales. Le tartrate de chaux s'y précipite en une poudre blanche insipide, à-peu-près insoluble dans l'eau froide, mais qui se dissout dans 600 parties d'eau bouillante. Ce sel est rendu soluble dans l'eau par un excès d'acide, ou en le mêlant avec quelques-uns des tartrates solubles, tels que le tartrate de potasse et de soude. Lorsque le tartrate de chaux est à l'état de poudre sèche, il contient une portion très-considérable d'eau, qu'on ne peut lui enlever qu'en le tenant exposé pendant long-temps à la chaleur. 29. Tartrate.

La composition de ce sel est de

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide... | 50,55 [3].. | 69 [4].. | 77,577 [5].. | 69,79 [6] |
| Chaux... | 21,64... | 31... | 22,423... | 30,21 |
| Eau..... | 27,81 | | | |
| | 100,00 | 100 | 100,000 | 100,00 |

Les cristaux consistent en 1 atôme de sel anhydre + 4 atômes d'eau.

Esp. 30. *Tartrate de potasse et de chaux.* Ce sel, que Thénard fit connaître le premier, s'obtient en ajoutant de l'eau de chaux à une dissolution de tartrate de potasse jusqu'à ce que la précipitation commence à se manifester. On abandonne alors la liqueur à elle-même, et par son évaporation spontanée, le sel triple se dépose en cristaux, qui s'attachent aux parois du vaisseau qui contient la dissolution [7].

---

[1] Vauquelin, Ann. de Chim. XXXVI, 210.
[2] Klaproth's Beitrage. III, 131.
[3] Berzelius, Annals of Philosophy. V, 96.
[4] Mon analyse.
[5] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiq. II, 304.
[6] Composition théorétique.
[7] Ann. de Chim. XXXVIII, 32.

31. Citrate. Esp. 31. *Citrate de chaux.* En faisant dissoudre du carbonate de chaux dans l'acide citrique, le citrate de chaux se précipite ordinairement à l'état d'une poudre blanche presque insoluble dans l'eau, mais qui se dissout dans un excès d'acide, et qu'on peut obtenir, en cristaux, de cette dissolution. Ce citrate est composé de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 62,66[1] | 68,83[2] | 67,04[3] |
| Chaux..... | 37,34 | 31,17 | 32,96 |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

32. Kinate. Esp. 32. *Kinate de chaux.* On se procure ce sel en faisant macérer dans l'eau l'écorce jaune du Pérou, en concentrant la liqueur et en l'abandonnant ensuite à elle-même. Par son évaporation spontanée, le sel cristallise en tables rhomboïdales ou carrées.

Ce sel est blanc, sans saveur, et flexible sous la dent.

Il se dissout dans environ cinq fois son poids d'eau à la température de 13° centigrades. Il est insoluble dans l'alcool.

Mis sur les charbons ardens, il se boursouffle en exhalant l'odeur du tartrate acide de potasse, et en laissant un mélange de carbonate de chaux et de charbon.

Les alcalis fixes et leurs carbonates précipitent la chaux de la dissolution de ce sel; mais cet effet n'a pas lieu avec l'ammoniaque. Les acides sulfurique et oxalique précipitent également la chaux de sa dissolution, mais l'acétate de plomb et le nitrate d'argent ne la troublent pas.

100 parties de ce kinate, dissoutes dans l'eau, exigent 22 parties d'acide oxalique pour que toute la chaux soit précipitée. L'oxalate de chaux obtenu, s'élève à 27 parties : or, dans 27 parties de l'oxalate, il y a près de 17 parties de chaux; donc le sel est composé de

| | |
|---|---|
| 17 | Chaux. |
| 83 | Acide et eau. |
| 100 | |

[1] Vauquelin, Système de Fourcroy. VII, 268.
[2] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiq. II, 306.
[3] Composition théorétique.

Esp. 33. *Saccho-lactate de chaux.* C'est une poudre blanche insoluble dans l'eau.

Esp. 34. *Urate de chaux.* Poudre blanche, qui se distingue à peine, par son aspect, de l'acide urique.

Esp. 35. *Malate de chaux.* L'acide malique neutralisé par la chaux, produit un sel à peine soluble dans l'eau, qu'on peut obtenir en cristaux, en abandonnant le sur-malate de chaux à une évaporation spontanée. Il se forme, dans la dissolution, des cristaux de malate neutre [1]; mais l'acide malique a une forte tendance à se combiner en excès avec la chaux, et à former ainsi un sur-malate de cette base. Ce sel se forme, lorsqu'on projète du carbonate de chaux dans l'acide malique, ou dans un liquide quelconque, qui contient cet acide. Ce sur-sel existe, tout formé, dans différens végétaux, spécialement dans le sempervivum tectorum, et dans quelques-uns des sedum. 35. Malate.

Le sur-malate de chaux a une saveur acide. Il précipite avec les alcalis, ainsi qu'avec les acides sulfurique et oxalique. L'eau de chaux sature l'excès d'acide, et précipite un malate de chaux. Le sur-malate de chaux, évaporé à siccité, prend exactement l'apparence de la gomme arabique; et si on l'étend, en couches minces, sur l'ongle ou sur du bois, il y forme un vernis. Ce sur-malate n'est pas aussi soluble dans l'eau que la gomme arabique et sa saveur le fait aisément distinguer de cette substance. Le sur-malate de chaux est insoluble dans l'alcool; il rougit toujours les couleurs bleues végétales.

Esp. 36. *Sorbate de chaux.* C'est une poudre insoluble, grenue, qui n'a aucune action sur les couleurs bleues végétales [2].

Esp. 37. *Formate de chaux.* C'est un sel cristallisable, qui ne s'altère point à l'air [3].

Esp. 38. *Lactate de chaux.* On forme ce sel, par le procédé que nous avons décrit en traitant de l'acide lactique [4]. Il est en masse gommeuse, qui, lorsqu'on la met en digestion dans l'alcool, est partagée en deux portions : celle qui se dissout est un lactate pur de chaux; il donne un vernis bril- 38. Lactate.

---

[1] Schéele, Crell's Annals. II, 5. Eng. Trans.

[2] Donovan, Phil. Trans. 1813.

[3] Margraff's Opusc. I, 310.

[4] P. 211 de ce volume.

lant, d'une couleur inclinant au jaune léger, et qui étant séché lentement se fendille sur toute sa surface et devient opaque; la portion qui n'a pas été dissoute est un sous-malate. C'est une poudre qui, par son exposition à l'air, devient lisse comme la gomme ou comme le malate de chaux [1].

39. Zumate. Esp. 39. *Zumate de chaux.* Ce sel, lorsqu'il a été suffisamment concentré, forme des cristaux confus qui ressemblent à des grains de choux-fleur. Il est très-blanc, opaque, ayant peu de saveur, et comme efflorescent. Il se dissout dans 21 fois son poids d'eau froide. Exposé à la chaleur, il se fond en un liquide transparent, se boursouffle alors, noircit, s'enflamme et laisse du carbonate de chaux [2].

Esp. 40. *Gallate de chaux.* Ce sel est soluble dans l'eau; mais il n'a pas été particulièrement examiné.

Esp. 41. *Tannate de chaux.* Insoluble dans l'eau. Il n'a point été fait de recherches particulières sur ses autres propriétés.

---

La composition des sels de chaux se détermine aisément, en les considérant comme étant formés de 1 atôme de chaux + 1 atôme de chacun des acides. Un atôme de chaux pèse 3,625, et le poids des acides a été établi dans un chapitre précédent.

Le carbonate de chaux est, de tous les sels de cette base, le plus généralement et le plus utilement employé. C'est de ce carbonate que se retire toute la chaux dont on fait un si grand usage, tant comme engrais, que pour bâtir, et pour beaucoup d'autres objets d'emploi bien connus. Après le carbonate, c'est peut-être le sulfate qu'on pourrait placer le premier. C'est un excellent engrais pour la luzerne; on l'emploie comme stuc, taillé en ornemens, etc. On se sert de quelques-autres sels de chaux, tel que l'oxalate, dans les analyses. Le phosphate de chaux constitue la terre des os, et sa présence dans les liquides animaux est un objet de grand intérêt pour le physiologiste; mais jusqu'à présent il n'a été fait aucune application utile quelconque du plus grand nombre des sels de chaux.

---

[1] Berzelius, Djurkemien. II, 437.

[2] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 87.

## SECTION V.

### *Des sels de Barite.*

1. Les sels de barite, pour la plupart insolubles dans l'eau, sont encore en plus grand nombre que les sels de chaux. Propriétés générales.

2. Ils sont blancs ou transparens, et, en général, ils affectent la forme cristalline.

3. Lorsqu'on ajoute un peu de la dissolution du sulfate de soude à un sel de barite, il se précipite immédiatement une poudre blanche, qui est insoluble dans l'acide nitrique.

4. Par l'action de la chaleur sur un sel de barite, ce sel n'est pas complètement dissipé. Si l'acide est combustible, il reste un carbonate de barite; si l'acide n'est pas combustible ou volatil, le sel de barite reste sans être décomposé.

5. Le ferrocyanate de potasse ne produit point de précipité dans un sel de barite, à moins que l'acide ne contienne une base métallique. La même remarque s'applique à l'hydrosulfate de potasse, lorsqu'on en verse dans un sel de barite.

6. La plupart des sels de barite sont vénéneux.

Esp. 1. *Nitrate de barite.* Ce sel fut formé immédiatement après la découverte de la barite. Vauquelin a considérablement ajouté à la connaissance que nous avions de ses propriétés. On le prépare ordinairement en faisant dissoudre du carbonate natif de barite dans l'acide nitrique, ou en décomposant, par ce même acide, le sulfure de barite. On évapore ensuite la dissolution filtrée, jusqu'à ce que le nitrate cristallise. 1. Nitrate.

Les cristaux de ce nitrate sont des octaèdres réguliers, qui souvent adhèrent l'un à l'autre sous la forme d'étoiles. On l'obtient aussi quelquefois en petites lames brillantes. Sa pesanteur spécifique est de 2,9149 *. Il se réduit très-aisément en poudre.

Sa saveur est chaude, âcre et austère. Il exige 12 parties d'eau pour se dissoudre à la température de 16° centig.; il ne lui en faut que 3 ou 4 de ce liquide bouillant; on peut obtenir de cette dissolution, par le refroidissement, le sel en cristaux.

* Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

Il est peu altérable à l'air. Mis sur les charbons ardens, il décrépite, il éprouve une espèce de fusion, et alors il se dessèche. Si on le chauffe fortement dans un creuset, tout l'acide s'en dégage peu à-peu, et la barite reste pure. Ce sel détone moins fortement avec les corps combustibles que la plupart des autres nitrates.

Les proportions des parties constituantes de ce nitrate, ont été établies, ainsi qu'il suit :

Composition.

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide. . . | 32[1] | 38[2] | 39[3] | 40,91[4] |
| Base. . . . | 57 | 50 | 61 | 59,09 |
| Eau. . . . | 11 | 12 | » | » |
| | 100 | 100 | 100 | 100,00 |

Les cristaux consistent dans 1 atôme sel anhydre + 2 atômes eau.

Esp. 2. *Nitrite de barite.* Ce sel n'a pas été examiné.

3. Carbonate. Esp. 3. *Carbonate de barite.* Bergman semble être le premier qui ait fait l'examen de ce sel. Withering, qui, le premier aussi, le trouva natif en 1783, lui donna le nom de *witherite*. Kirwan, Klaproth, Hope, Pelletier, Fourcroy, Vauquelin et Berzelius, se sont successivement occupés depuis de recherches sur ce carbonate, dont ils ont décrit les propriétés avec une grande précision. On peut le préparer artificiellement, soit en exposant à l'air une eau de barite, soit en faisant passer du gaz acide carbonique dans cette eau. Dans l'un et l'autre cas, le carbonate de barite se précipite à l'état d'une poudre blanche.

On le trouve natif en cristaux, qu'on a reconnus affecter quatre formes différentes, savoir : celles de pyramides dodécaèdres, de pyramides octaèdres, de colonnes hexaèdres terminées par une pyramide d'un même nombre de faces et en petits cristaux radiés, de treize millimètres environ de longueur et très-fins. La forme primitive de ces critaux paraît être le prisme hexaèdre. Le carbonate de barite n'a pas de saveur sensible; c'est cependant un poison. Sa pesanteur spécifique, de 4,331 pour le carbonate natif, excède à peine 3,763 pour celui artificiellement produit.

---

[1] Kirwan, Nicholson's Journ. III, 215.
[2] Fourcroy et Vauquelin, Ann. de Chim.
[3] Richter, Stati que chimique. I, 236.
[4] Composition théorétique.

Ce sel se dissout dans la proportion des 0,00023 dans l'eau froide, et ce liquide bouillant peut en prendre les 0,00043 de son poids. L'eau saturée d'acide carbonique dissout les 0,0012 de son poids de ce sel[1]. Il est inaltérable à l'air. Il est décomposé lorsqu'on le chauffe très-fortement, soit dans un creuset de plombagine (percarbure de fer), soit après l'avoir mis à l'état de pâte avec de la poussière de charbon[2].

Suivant les analyses qui en ont été faites par différens chimistes, les parties constituantes de ce sel sont, ainsi qu'il suit:

| | | | | | | Composition. |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide.... | 20[3]... | 21,67[4]... | 22[5]... | 21,6[6]... | 22[7] | |
| Base .... | 80 ... | 78,33 ... | 78 ... | 78,4 ... | 78 | |
| | 100 | 100,00 | 100 | 100,0 | 100 | |

Esp. 4. *Borate de barite.* C'est une poudre blanche insoluble, qu'on obtient de la même manière que le borate de chaux, et qui a été à peine examinée.

Esp. 5. *Silicate de barite.* On ne connaît point encore, parmi les substances minérales, de composé de silice et de barite; mais on peut le former aisément en mettant de l'eau de barite dans une dissolution de silicate de potasse. Le silicate de barite se précipite immédiatement à l'état d'une poudre blanche.

Esp. 6. *Phosphate de barite.* Il paraît, d'après les dernières expériences de Berzelius, qu'il y a trois sous-espèces de ce sel, savoir: le *phosphate*, le *biphosphate* et le *sesquiphosphate*. 6. Phosphate.

Sous-Esp. 1. *Phosphate.* On peut préparer ce sel, soit en saturant l'acide phosphorique avec de la barite ou du carbonate de barite, soit en mêlant ensemble un phosphate alcalin et du nitrate ou de l'hydrochlorate de barite. Dans l'un ou l'autre cas, le phosphate de barite se précipite immédiatement sous la forme d'une poudre blanche. Préparation.

---

[1] Fourcroy, Ann. de Chim. IV, 64.
[2] D.r Hope.
[3] Withering.
[4] Aiken, Nicholson's Journ. XXII, 303.
[5] Kirwan, Nicholson's quarto Jour. III, 215.
[6] Berzelius, Ann. de Chim. LXXVIII, 29.
[7] Composition théorétique.

Propriétés. Ce sel, qu'on ne peut obtenir en cristaux, est insipide, insoluble dans l'eau, et il ne s'altère point à l'air. Sa pesanteur spécifique est de 1,2867 [1]. Lorsqu'il est fortement chauffé, il se fond en un émail coloré en gris.

Ses parties constituantes sont, suivant Berzelius, de

| | | |
|---|---|---|
| Acide.... | 100 [2] ..... | 100 [3] |
| Base..... | 214,46..... | 216,6 |

Sous-Esp. 2. *Biphosphate.* Berzelius fit dissoudre du phosphate de barite dans l'acide phosphorique, jusqu'à ce que cet acide refusât d'en prendre davantage. Par l'évaporation spontanée de cette dissolution, il se déposa des cristaux blancs qui, ayant été séparés du liquide, ressemblaient à des cristaux d'hydrochlorate de barite. Ces cristaux contiennent de l'eau de cristallisation. Leur saveur est comme celle de l'hydrochlorate, mais en même-temps elle est acide. Ce sel rougit les couleurs bleues végétales. Lorsqu'il est suffisamment chauffé, il se boursouffle en une masse poreuse comme l'alun calciné. L'eau décompose ce sel, en dissolvant l'excès d'acide. Il contient exactement deux fois autant d'acide que le phosphate neutre; c'est-à-dire qu'il est composé de 2 atômes acide + 1 atôme barite [4].

Sous-Esp. 3. *Sesquiphosphate.* En mettant dans de l'alcool une dissolution du biphosphate que nous venons de décrire, il se produit un précipité volumineux, qui étant desséché, est une poudre blanche, légère, insipide; c'est le sesquiphosphate. Ce sel est composé de 1 atôme acide + 1 ½ atôme de barite, ou, ce qui est la même chose, de 2 atômes acide, + 3 atômes barite [5].

7 Phosphite. Esp. 7. *Phosphite de barite.* Berzelius prépara ce sel en versant de l'hydrochlorate de barite dans une dissolution de phosphite d'ammoniaque. Il ne se manifesta pas d'abord de précipité; mais, au bout de vingt-quatre heures, le vase dans lequel il opérait était couvert d'une croûte de phosphite de

---

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Ann. de Chim. et Phys. II, 153.
[3] Composition théorétique, supposant 1 atôme acide + 1 atôme base.
[4] Berzelius, Ann. de Chim. et Phys. II, 154.
[5] *Ibid.* p. 156.

barite. Cette croûte ayant été bien lavée et séchée, Berzelius reconnut que la composition de ce phosphite était de

| | |
|---|---|
| Acide phosphoreux..... | 24,31 |
| Barite..... | 67,24 |
| Eau..... | 8,45 |
| | 100,00[1] |

Si nous considérons actuellement ce sel comme étant un composé de 1 atôme acide phosphoreux, 1 atôme de barite et 1 atôme d'eau, sa composition sera :

| | |
|---|---|
| Acide phosphoreux..... | 24,35 |
| Barite..... | 67,82 |
| Eau..... | 7,83 |
| | 100,00 |

Esp. 8. *Hipophosphite de barite.* Ce sel est très-soluble, et cristallise difficilement[2].

Esp. 9. *Sulfate de barite.* Ce sel, dont Gahn a reconnu le premier la composition, et qu'à raison de son grand poids on appelait autrefois *spath pesant*, se trouve en abondance dans la nature. 9. Sulfate.

Suivant Haüy, la forme de sa molécule intégrante est un prisme droit, triangulaire, à bases rhombes, dont les angles sont de 101°,5 et 78°,5. La forme primitive de ses cristaux est la même, mais on le rencontre natif sous d'autres formes diverses. On ne peut pas le faire cristalliser artificiellement. Ce sel est insoluble dans l'eau, ou, au-moins, il ne peut se dissoudre que dans 43000 fois son poids de ce liquide à la température ordinaire de l'atmosphère[3]. L'acide sulfurique concentré et bouillant le dissout; mais en ajoutant de l'eau à cette dissolution, le sel est précipité[4]. Propriétés.

Lorsque ce sulfate est chauffé brusquement, il se brise

---

[1] Berzelius, Ann. de Chim. et Phys. II, p. 231.
[2] Dulong, Ann. de Chim. et Phys. II, 142.
[3] Kirwan's Min. I. 136.
[4] Il forme ainsi une espèce de sursulfate, susceptible de cristallisation, comme Withering l'observa le premier. M. Hume a fait aussi mention de ce sel. (Phil. Mag. XIV. 357.) Le fait était bien connu des chimistes. Cette dissolution, cependant, est très-inconvenablement désignée par le nom de sursulfate de barite; car elle cède son excès d'acide à une chaleur médiocre: ce qui n'a pas lieu avec le sursulfate de potasse.

en morceaux, et éclate avec bruit. Ce phénomène, qu'on appèle *décrépitation*, est produit par la conversion subite de son eau de cristallisation, en vapeur. Soumis à l'action d'une chaleur violente, il se fond; et au chalumeau, il se convertit en un globule d'un blanc opaque. Il exige, suivant Saussure, pour entrer en fusion, un degré de chaleur correspondant à 350 du pyromètre de Wedgewood [1]. Lorsqu'après l'avoir formé en gâteaux minces avec de la farine et de l'eau, on le chauffe au rouge, il acquiert la propriété de luire dans l'obscurité. Ce phénomène fut observé, pour la première fois, dans une variété de cette substance, connue sous le nom de pierre de Bologne. Lemery nous apprend que la propriété que cette pierre a d'être phosphorescente, fut découverte par un cordonnier italien, nommé Vincenzo Casciarolo. Cet ouvrier ayant trouvé. au pied du mont Paterne, une pierre de Bologne, son éclat et sa pesanteur le portèrent à supposer qu'elle contenait de l'argent. L'ayant exposée au feu, dans la vue, sans-doute, d'en extraire ce précieux métal, il remarqua qu'elle était lumineuse dans l'obscurité. Frappé de cette découverte, il répéta l'expérience, et il obtint constamment les mêmes résultats. Il est évident que, par la calcination, cette substance doit être transformée, au-moins en partie, en sulfure.

La table qui suit présente le résultat des expériences les plus exactes qui aient été faites, jusqu'à présent, pour reconnaître la composition de ce sel.

Composition.

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide. . . . | 32[2] | 33[3] | 33,96[4] | 34[5] | 32,3[6] | 33,9[7] |
| Base. . . . . | 68 | 67 | 66,04 | 66 | 67,7 | 66,1 |
| | 100 | 100 | 100,00 | 100 | 100,0 | 100,0 |

Sulfite.

Esp. 10. *Sulfite de barite.* Berthollet fit le premier mention de ce sel; mais ce furent Fourcroy et Vauquelin qui nous en firent connaître les propriétés. Lorsqu'il a été préparé par précipitation, il est sous la forme d'une poudre blanche; mais en le faisant dissoudre dans l'acide sulfureux, et en éva-

[1] Journ. de Phys. XLV, 13.
[2] Vauquelin, Ann. de Chim. I, 168.
[3] Kirwan et Klaproth, Gehlen. V, 515.
[4] Aiken, Nicholson's Journ. XXII, 304.
[5] Fourcroy. III, 25; et Berzelius, Ann. de Chim. LXXVIII, 30.
[6] Berard, Ann. de Chim. LXXI, 69.
[7] Composition théorétique.

porant lentement la dissolution, on peut l'obtenir cristallisé en aiguilles opaques ou en tétraèdres transparens à angles tronqués. Ce sel n'a que très-peu de saveur. Sa pesanteur spécifique est de 1,6938 [1]. Il est insoluble dans l'eau.

Lorsqu'il est fortement chauffé, il y a du soufre dégagé, et il reste du sulfate de barite. Il faut le laisser pendant longtemps exposé à l'air pour qu'il se transforme en sulfate. Ce sel est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide. . . . . | 100 [2] . . . . . | 100 [3] |
| Base. . . . . | 241,79 . . . . . | 243,75 |
| Eau. . . . . | 4,91 . . . . . | |

Esp. 11. *Hyposulfite de barite.* non encore examiné.

Esp. 12. *Arseniate de barite.* Ce fut Schéele qui forma l'arseniate de barite, en faisant dissoudre de la barite dans l'acide arsenique. Lorsque la saturation était à-peu-près complète, le sel se précipitait à l'état d'une poudre insoluble. On peut se le procurer aussi en mêlant de l'arseniate de potasse avec un nitrate ou un hydrochlorate de barite. Cet arseniate est insoluble dans l'eau, excepté lorsqu'il est avec excès d'acide. Lorsqu'on l'expose à une très-forte chaleur, il manifeste quelque tendance à entrer en fusion; mais il n'est pas décomposé [4]. Il consiste, suivant Laugier [5], en 12. Arseniate.

| | |
|---|---|
| Acide arsenique. . . . . | 34 |
| Barite. . . . . | 66 |

Si nous le supposons formé de 1 atôme acide + 1 atôme barite, ses parties constituantes seront

| | |
|---|---|
| Acide. | 42,65 |
| Barite. | 57,35 |
| | 100,00 |

Esp. 13. *Arsenite de barite.* Ce sel est une poudre blanche insoluble.

Esp. 14. *Antimoniate de barite.* On peut former ce sel en mêlant de l'antimoniate de potasse avec de l'hydrochlorate 14. Antimoniate.

---

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Berzelius, Ann. de Chim. LXXVII, 83.
[3] Composition théorétique.
[4] Schéele. I, 163.
[5] Ann. de Chim. LXXXV, 58.

de barite. Il est sous la forme d'une poudre blanche légère, en flocons, entièrement insoluble dans l'eau. Ce sel ne s'altère point à l'air; mais en le faisant bouillir avec de l'acide nitrique, cet acide en sépare lentement toute la barite [1].

Esp. 15. *Antimonite de barite.* Lorsqu'on verse goutte à goutte de l'antimonite de potasse dans une dissolution bouillante d'hydrochlorate de barite, l'antimonite de barite cristallise peu-à-peu, sur les parois du vaisseau, sous la forme de petites aiguilles blanches, d'un brillant soyeux. Ce sel est légèrement soluble dans l'eau et il ne s'altère point à l'air [2].

16. Chromate. Esp. 16. *Chromate de barite.* Ce sel, qui a été examiné par Vauquelin [3] et par John [4], s'obtient aisément en versant de l'acide chromique, ou du chromate de potasse dans de l'hydrochlorate de barite. Le sel se précipite sous la forme d'une poudre jaune, légère, insoluble. Ce chromate est composé, d'après l'analyse de Vauquelin, de

| | |
|---|---|
| Acide chromique. . . . . | 40,16 |
| Barite. . . . . | 59,84 |
| | 100,00 |

En le considérant comme étant formé de 1 atôme acide + 1 atôme barite, il doit consister en

| | |
|---|---|
| Acide chromique. . . . . | 40 |
| Barite. . . . . | 60 |
| | 100 |

Proportions qui se rapprochent de très-près de celles établies par l'analyse de Vauquelin.

Esp. 17. *Molybdate de barite.* Inconnu.

Esp. 18. *Tungstate de barite.* C'est une poudre insoluble, qui n'a pas été examinée [5].

19. Acétate. Esp. 19. *Acétate de barite.* On prépare cet acétate en faisant dissoudre de la barite ou son carbonate, dans l'acide acétique, ou bien encore, en décomposant, par cet acide, le sulfure de barite. Par l'évaporation spontanée, l'acétate

---

[1] Berzelius, Nicholson's Journ. XXXV, 46.
[2] *Ibid.* p. 45.
[3] Ann. de Chim. LXX, 70.
[4] Annals of Philosophy. IV, 426.
[5] Schéele's Memoirs. II, 90.

de barite cristallise en aiguilles fines, prismatiques transparentes. La pesanteur spécifique de ce sel est de 1,828 [1]. Sa saveur est acide et un peu amère; il est soluble dans l'eau, il n'est point déliquescent à l'air, mais plutôt, il s'y effleurit. Les alcalis fixes le décomposent [2] ainsi que les carbonates alcalins et presque tous les sulfates. C'est par cette raison qu'on l'emploie souvent pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique dans des dissolutions. Il résulte, des expériences de Bucholz, que 100 parties d'eau, à la température de 16° centigrades, peuvent dissoudre environ 88 parties de ce sel, et 96 lorsque ce liquide est bouillant. L'alcool pur prend la centième partie de son poids de ce sel à froid, et la chaleur ajoute à peine à la faculté dissolvante de ce liquide [3].

Ce sel est composé de

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide..... | 35 [4] | 39,98 [5] | 43,17 [6] | 39,54 [7] |
| Base..... | 58 | 60,02 | 56,83 | 60,46 |
| Eau..... | 7 | » | » | » |
| | 100 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

Esp. 20. *Benzoate de barite.* Ce sel cristallise; il est soluble dans l'eau et ne s'altère point à l'air. Mais la chaleur et les acides plus forts le décomposent.

Esp. 21. *Succinate de barite.* Ce sel, suivant Bergman, se dissout difficilement dans l'eau. On le prépare en versant du succinate d'ammoniaque dans de l'hydrochlorate de barite. Il est en partie précipité, et il se dépose en partie sur les parois du vaisseau, en petits cristaux.

Esp. 22. *Camphorate de barite.* Pour préparer ce sel, on commence par faire dissoudre de la barite dans de l'eau, on ajoute ensuite de l'acide camphorique à la dissolution; on fait alors bouillir le mélange, après quoi on filtre la liqueur, qu'on évapore à siccité. Le camphorate de barite ne cristallise pas. Lorsque l'évaporation est conduite avec ménage- 22. Camphorate.

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Darcet, Ann. de Chim. LXI, 247.
[3] Beitrage. III, 102.
[4] Bucholz, *ibid.*
[5] Richter, Statique chimique. I, 136.
[6] Gay-Lussac et Thénard, Recherches physico-chimiq. II, 309.
[7] Composition théorétique.

ment, le sel se dépose, pendant qu'elle a lieu, en petites plaques minces, posées les unes sur les autres, qui paraissent transparentes, tant qu'elles sont immergées dans la liqueur, mais qui deviennent opaques dès qu'elles ont le contact de l'air. Ce camphorate a très-peu de saveur, quoiqu'il laisse à la fin sur la langue une légère impression d'acidité, mêlée d'amertume. L'eau ne dissout qu'une très-petite quantité de ce sel; elle n'en peut prendre, lorsqu'elle est bouillante, que les 0,0016 de son poids. Le camphorate de barite ne s'altère point à l'air. Lorsqu'il est chauffé, il se fond aisément et l'acide est volatilisé. A une très-forte chaleur, l'acide brûle avec une flamme d'un bleu vif, qui passe au rouge, et finit par devenir blanche [1].

Esp. 23. *Boletate de barite.* Ce sel contient un excès d'acide. Il cristallise sous forme de plaques blanches. Il n'est que peu soluble dans l'eau, ou même dans l'acide nitrique. Lorsqu'on le projète sur une plaque, de fer rougie au feu, il brûle avec une flamme rouge, accompagnée d'une scintillation remarquable, et il reste du carbonate de barite [2].

Esp. 24. *Suberate de barite.* Ce sel ne cristallise pas. Lorsqu'il est chauffé, il se boursouffle et se fond. Il est à peine soluble dans l'eau, à moins qu'il ne soit avec excès d'acide. La plupart des sels neutres le décomposent, excepté les sels à base de barite, et le fluate de chaux [3].

25. Oxalate. Esp. 25. *Oxalate de barite.* En versant de l'acide oxalique dans de l'eau de barite, il se précipite une poudre blanche, qui est l'oxalate de barite. Cette poudre est insipide et insoluble dans l'eau. Si on ajoute un excès d'acide, la poudre est redissoute, et il se dépose sur les parois du vaisseau des cristaux en petites aiguilles. Ces cristaux sont le sur-oxalate de barite. Ils se forment de même lorsqu'on verse de l'acide oxalique dans des dissolutions concentrées d'hydrochlorate ou nitrate de barite; mais il ne se manifeste aucune apparence de précipité dans ces dissolutions lorsqu'elles sont étendues à grande eau. Lorsqu'on fait bouillir

---

[1] Ann. de Chim. XXVII, 28.

[2] Braconnot, Ann. de Chim. LXXX, 279.

[3] Ann. de Chim. XXIII, 32.

le sur-oxalate de barite dans l'eau, l'excès d'acide est séparé, et le sel tombe à l'état d'une poudre blanche [1].

Les parties constituantes de ce sel sont, savoir:

| | |
|---|---|
| Acide oxalique..... | 31,62 |
| Barite..... | 68,38 |
| | 100,00 |

Esp. 26. *Mellate de barite.* L'acide mellitique, versé dans une dissolution d'acétate de barite, y occasionne un précipité floconneux, qui se redissout par une addition d'acide. Avec la dissolution d'hydrochlorate de barite, il n'y a point d'abord apparence de précipité; mais au bout de peu de temps, il se dépose un groupe de cristaux aiguillés transparens, qui consistent très-probablement dans un sur-mellate de barite. 26. Mellate.

Esp. 27. *Tartrate de barite.* L'acide tartarique forme avec la barite un sel soluble, dont les propriétés n'ont pas été recherchées. Ce sel est décomposé par l'acide oxalique [2].

Esp. 28. *Citrate de barite.* Lorsqu'on ajoute de la barite à une dissolution d'acide citrique, il se manifeste un précipité floconneux, qui se dissout d'abord en agitant la liqueur, mais qui devient permanent lorsque la saturation est complète. Le citrate de barite, ainsi formé, est précipité à l'état d'une poudre blanche; mais il prend, par degrés, l'apparence de flocons soyeux, ou bien, il forme une sorte de végétation brillante et très-belle. Il exige une grande quantité d'eau pour se dissoudre. 28. Citrate.

Ce sel est composé, suivant Vauquelin, de

| | |
|---|---|
| 50 | acide cristallisé. |
| 50 | barite. |
| 100 [3] | |

Si nous le supposons formé de 1 atôme acide + 1 atôme barite, ses parties constituantes seront:

| | |
|---|---|
| Acide critique..... | 43,06 |
| Barite..... | 56,94 |
| | 100,00 |

[1] Bergman. I, 263; Fourcroy et Vauquelin, Mém. de l'Institut. II, 60; et Darracq. Ann. de Chim. XL, 69.
[2] Fourcroy et Vauquelin, Mém. de l'Instit. II, 61.
[3] Fourcroy. VII, 207.

Esp. 29. *Saccho-lactate de barite.* C'est une poudre blanche, insoluble dans l'eau.

Esp. 30. *Urate de barite.* Poudre blanche, qu'on peut à peine distinguer de l'acide urique.

Esp. 31. *Malate de barite.* Ce sel ressemble dans ses propriétés au malate de chaux. Il est toujours avec excès d'acide.

Esp. 32. *Sorbate de barite.* C'est une poudre blanche qui est parfaitement neutre.

33. Formate. Esp. 33. *Formate de barite.* Ce sel s'obtient aisément en cristaux. Ces cristaux sont translucides et consistent en prismes hexaèdres à angles obliques, terminés en pyramides à quatre faces. Leur éclat est adamantin. Ils ne s'altèrent point à l'air. Il paraît, d'après les expériences de Gehlen, comparées à celles de Berzelius sur l'acide formique, que ces cristaux ne contiennent point d'eau de cristallisation, et qu'ils sont composés de 1 atôme acide + 1 atôme base, ou, en poids, de

| | |
|---|---|
| Acide formique..... | 32,1 |
| Barite..... | 67,9 |
| | 100,0 [1]. |

34. Lactate. Esp. 34. *Lactate de barite.* Ce sel peut se préparer de la même manière que le lactate de chaux. On obtient par l'évaporation une masse gommeuse. L'alcool dissout une portion de cette matière, qui est le lactate neutre. Ce qui en reste est un sous-lactate pâteux, d'un brun plus foncé que le sel neutre. La dissolution alcoolique laisse à l'évaporation une masse presque incolore, qui se durcit en un vernis ferme, mais qui n'est pas cassant. Le lactate de barite ne cristallise pas [2].

Esp. 35. *Zumate de barite.* C'est un sel incristallisable, non déliquescent, et qui a l'aspect d'une gomme [3].

Esp. 36. *Gallate de barite.*

Esp. 37. *Tannate de barite.* Le premier de ces sels est soluble dans l'eau, le second ne se dissout pas dans ce liquide. Le gallate ne peut s'obtenir à l'état solide. En l'évaporant liquide, l'acide est décomposé.

---

[1] Gehlen, Schweigger's Journ. IV, 14.
[2] Berzelius, Djurkemien. II, 436.
[3] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 88.

La composition des sels de barite se détermine aisément en les considérant comme des composés de 1 atôme de barite avec 1 atôme de chacun des acides. Le poids d'un atôme de barite est 9,75, et le poids d'un atôme de chacun des acides, a été donné dans un chapitre précédent.

Plusieurs des sels de barite sont d'une très-grande importance dans les expériences de chimie, comme nous fournissant les moyens de séparer complètement l'acide sulfurique des dissolutions. On a tiré un parti avantageux de l'insolubilité du sulfate de barite pour mettre à l'état isolé certaines substances, qu'on n'aurait pu séparer en opérant tout autrement. C'est ainsi qu'en employant ce sulfate, M. Porett parvint à obtenir l'acide ferrocyanique pur, et que Gay-Lussac, en faisant également usage de ce sel, s'assura des propriétés de l'acide chlorique.

On avait fait autrefois usage en médecine, de quelques-uns des sels de barite; mais il paraît que les bonnes qualités qu'on leur attribuait, et qui en avaient fait recommander l'emploi, n'ont point été confirmées par les effets qui en sont résultés. De sorte qu'actuellement il est à peine aucun de ces corps dont l'usage puisse être utilement appliqué à quelque objet d'économie domestique.

---

## SECTION VI.

### *Sels de Srontiane.*

Propriétés générales.

1. Les sels de strontiane sont en général plus solubles que les sels de barite, mais moins que les sels de chaux.

2. Les sels de strontiane sont pour la plupart susceptibles de prendre la forme de cristaux, quoiqu'on ne les fasse pas plus cristalliser que les sels de barite.

3. Les dissolutions de strontiane sont précipitées par les sulfates, phosphates et oxalates.

4. On peut distinguer un sel de strontiane d'un sel de barite, à l'aide du succinate d'ammoniaque. Lorsqu'on verse de ce sel dans la dissolution d'un sel de strontiane, il n'y produit point de précipité; mais il s'en manifeste un immédia-

tement par l'addition de ce succinate à la dissolution d'un sel de barite.

5. Lorsqu'on met sur le feu un morceau de papier qui a été trempé dans la dissolution d'un sel de strontiane, ce papier brûle avec une flamme rouge, tandis que cette flamme sera jaune, si c'est dans la dissolution d'un sel de barite que le papier qui brûle a été trempé.

6. Les sels de strontiane ne sont pas précipités par le ferrocyanate de potasse.

7. Les sels de strontiane ne sont pas délétères, comme les sels de barite.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de strontiane.* Le docteur Hope forma le premier ce sel, que Klaproth et Pelletier examinèrent depuis; mais la description la plus complète qui nous en ait été donnée, est celle que publia Vauquelin vers l'an 1797 [1]. On peut le préparer, soit en dissolvant le carbonate de strontiane dans l'acide nitrique, soit en décomposant par le même acide le sulfure de strontiane. On évapore à siccité la dissolution; on redissout le résidu dans l'eau, et on évapore lentement la liqueur jusqu'à ce que le sel cristallise.

Propriétés. Les cristaux de nitrate de strontiane sont des octaèdres, et quelquefois des prismes irréguliers. Ce sel a une saveur fraîche, piquante; sa pesanteur spécifique est de 3,006. Il se dissout dans son propre poids d'eau à la température de 16° centigr., et dans un peu plus de la moitié de son poids d'eau bouillante. Il est insoluble dans l'alcool, et ne s'altère point à l'air. Il fuse sur les charbons ardens. Chauffé dans un creuset, il décrépite doucement, et se fond ensuite. A une chaleur rouge, il bouillonne, et l'acide se dégage. Si alors on le met en contact avec une substance combustible, il y a déflagration avec production d'une flamme rouge très-vive [2]. C'est par ce moyen de décomposition, qu'on obtient la strontiane à l'état de plus grande pureté. Lorsqu'on met un cristal de nitrate de strontiane dans la mèche d'une chandelle, il communique à la flamme une belle nuance purpurine.

---

[1] Journ. des Min. An 6, p. 7.
[2] Hope, Edim. Trans. IV, 12.

Les parties constituantes de ce sel, telles qu'elles ont été déterminées par différens chimistes sont, savoir :

| | | | | | | Composition.
|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide . . . | 31,07 [1] . . | 48,4 [2] . . | 51,4 [3] . . | 50,62 [4] . . | 50,94 [5] | |
| Base. . . . | 36,21. . . | 47,6. . . | 48,6. . . | 49,38 . . | 49,06 | |
| Eau . . . . | 32,72. . . | 4 | | | | |
| | 100,00 | 100,0 | 100,0 | 100,00 | 100,00 | |

Les 4 pour 100 d'eau trouvés par Vauquelin, ne sont que mécaniquement mêlés avec le sel. Stromeyer est d'opinion qu'il existe un autre nitrate de strontiane, contenant de l'eau de cristallisation, qui s'effleurit à l'air. Cette circonstance donnerait une explication de l'analyse de Kirwan, qui élève la proportion de l'eau de cristallisation à 32,72 pour 100. Elle rendrait également raison de ce qu'annonce le docteur Hope dans la description de ce sel, auquel il attribue la propriété de s'effleurir lorsqu'il est exposé à un air sec. Il ne m'est jamais arrivé de rencontrer un nitrate de strontiane, qui contînt de l'eau de cristallisation.

Esp. 2. *Nitrite de strontiane.* Inconnu.

Esp. 3. *Carbonate de strontiane.* C'est Crawford qui établit le premier, en 1790, la distinction entre ce carbonate et celui de barite; mais c'est au docteur Hope que nous devons la première description exacte de la nature de ce sel; ses expériences furent confirmées depuis par Klaproth, Pelletier, Fourcroy et Vauquelin. On l'a trouvé natif à Strontian, dans l'Argyleshire, et à Leadhills en Ecosse. Il est ordinairement en masses striées demi-transparentes, avec une teinte verdâtre. 3. Carbonate.

Le carbonate de strontiane n'a point de saveur. Il lui faut 1536 parties d'eau bouillante pour le dissoudre [6]. Sa pesanteur spécifique est d'environ 3,66. Il est inaltérable à l'air. Calciné dans un creuset, il perd une partie de son acide. On facilite cette décomposition en le mettant à l'état de pâte avec de la poussière de charbon. Il se fond, suivant Saussure, en un verre transparent, à la température de 220° de Wed- Propriétés.

---

[1] Kirwan, Nicholson's Journ. III, 215.
[2] Vauquelin, Journ. des Min. An 6, 20.
[3] Richter, Statique chimique. I, 136.
[4] Stromeyer, Annals of Philosophy. IX.
[5] Composition théorétique.
[6] Hope, Edim. Trans. IV, 5.

gewood [1]. Lorsqu'on le jette en poudre sur des charbons ardens, il produit des étincelles rouges. Sa composition est ainsi qu'il suit, savoir :

Composition.

| | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide. . | 30,2 [2]. . | 30 [3]. . | 30 [4]. . | 29,687 [5]. . | 29,9 [6]. . | 29,73 [7] |
| Base . . | 61,2 . . | 62 . . | 69,5 . | 70,313 . . | 70,1 . . | 70,27 |
| Eau. . . | 8,6 . . | 8 . . | 0,5 . | « | « | « |
| | 100,0 | 100 | 100,0 | 100,000 | 100,0 | 100,00 |

Esp. 4. *Borate de strontiane.* Le docteur Hope est, jusqu'à présent, le seul chimiste qui ait formé ce sel. Il est sous la forme d'une poudre blanche, qui exige 130 parties d'eau bouillante pour se dissoudre. La dissolution verdit le sirop de violettes [8]. Il est par conséquent, à l'état d'un sous-borate.

Esp. 5. *Silicate de strontiane.* Ce sel n'a pas encore été examiné. On peut l'obtenir en versant de l'eau de strontiane dans une dissolution de silicate de potasse. Il se précipite une poudre blanche qui est le silicate de strontiane.

2. Phosphate. Esp. 6. *Phosphate de strontiane.* Ce sel fut produit, pour la première fois, par le docteur Hope; mais il a été décrit plus particulièrement par Vauquelin, en 1797 [8].

On peut préparer ce sel, en faisant dissoudre du carbonate de strontiane dans l'acide phosphorique, ou bien en mêlant ensemble du nitrate de strontiane et du phosphate de soude. Il se forme immédiatement un précipité blanc, qui est le phosphate de strontiane.

Propriétés. Ce sel est insipide, insoluble dans l'eau, et il ne s'altère point à l'air. Il se dissout dans un excès de son acide, propriété qui le distingue du phosphate de barite. Au chalumeau il se fond en un émail blanc, et il émet en même-temps une lueur phosphorique. Il ne peut être complètement

[1] Journ. de Phys. XLV, 24.
[2] Hope, Edim. Trans. IV, 8.
[3] Pelletier, Ann. de Chim. XXI, 135.
[4] Klaproth, Beitrage. I, 270, et Kirwan, Nicholson's, Jour. III, 215.
[5] Stromeyer, Annals of Philosophy. IX.
[6] Mes expériences.
[7] Composition théorétique.
[8] Hope, Edim. Trans. IV, 17.
[9] Journ. des Mines. An 6, p. 13.

décomposé que par l'acide sulfurique. Les parties constituantes de ce sel, sont ainsi qu'il suit, savoir :

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide..... | 41,24[1]..... | 36,565[2]..... | 40,9[3] | Composition. |
| Base..... | 58,76..... | 63,435..... | 59,1 | |
| | 100,00 | 100,000 | 100,0 | |

Esp. 7. *Phosphite de strontiane.* Inconnu.

Esp. 8. *Hypophosphite de strontiane.* C'est un sel très-soluble, qui cristallise difficilement[4].

Esp. 9. *Sulfate de strontiane.* Ce sel, découvert par le docteur Hope et par Klaproth, peut se faire artificiellement en versant de l'acide sulfurique dans une eau de strontiane ; alors il est sous la forme d'une poudre blanche : mais ce sulfate existe en abondance dans différens pays, où il se rencontre ordinairement cristallisé en prismes rhomboïdaux. 9. Sulfate.

Le sulfate de strontiane n'a point de saveur; il exige 3840 parties d'eau bouillante pour se dissoudre. L'acide sulfurique le dissout aisément à l'aide de la chaleur ; mais il est précipité de cette dissolution lorsqu'on y ajoute de l'eau[5]. Il ressemble beaucoup, par le plus grand nombre de ses propriétés, au sulfate de barite. Les parties constituantes de ce sel sont, savoir : Propriétés.

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide..... | 42[6]... | 43[7]... | 46[8]... | 43,48[9] |
| Base..... | 58 ... | 57 ... | 54 ... | 56,52 |
| | 100 | 100 | 100 | 100,00 |

Esp. 10. *Sulfite de strontiane.* Inconnu.

Esp. 11. *Hyposulfite de strontiane.* Lorsqu'on laisse exposée à l'air, pendant quelques jours, une dissolution de sulfure de strontiane, elle se décolore complètement, et il se dépose du soufre et du carbonate de strontiane. Ce dépôt étant séparé par le filtre, la liqueur claire donne, par l'évaporation, de beaux cristaux rhomboïdaux, transparens et un peu applatis. Ces cristaux qui sont l'hyposulfite de strontiane, 11. Hyposulfite.

[1] Vauquelin, Journ. des Min. An 6, p. 13.
[2] Stromeyer, Annals of Philosophy. IX.
[3] Composition théorétique.
[4] Dulong, Ann. de Chim. et Phys. II, 142.
[5] Hope, Edim. Trans. IV, 10.
[6] Klaproth, Beitrage. II, 97. Clayfield, Nicholson's quarto Journ. III, 39. Henry, *ibid.* p. 137. Kirwan, *ibid.* p. 215.
[7] Stromeyer, Annals of Philosophy. IX.
[8] Vauquelin, Journ. des Min. An 6.
[9] Composition théorétique.

ne s'altèrent point à l'air, à la température de 25° centigrades; mais à celle de 50° ils s'effleurissent et se comportent comme le sulfate de chaux lorsqu'on le calcine. Ces cristaux continuent cependant de n'éprouver aucune altération, si ce n'est celle de la perte de leur eau de cristallisation. L'eau, à la température de 9° centigr., dissout le sixième de son poids de ce sel [1].

Esp. 12. *Arseniate de strontiane.* Ce sel, sous la forme d'une poudre blanche insoluble, s'obtient aisément en versant de l'acide arsenique dans le nitrate ou l'hydrochlorate de strontiane. Si l'on en croit Moretti, l'acide arsenique sépare la strontiane de sa combinaison avec l'acide sulfurique, dans le sulfate de strontiane [2].

Esp. 13. *Arsenite de strontiane.* Ce sel est soluble dans l'eau, mais il ne cristallise pas. L'acide arsenieux versé dans de l'eau de strontiane, n'y produit pas de précipité [3].

Esp. 14. *Chromate de strontiane.* Ce sel est insoluble. Lorsqu'on met du carbonate de strontiane dans de l'acide chromique, il se forme une poudre jaune, qui est le chromate de strontiane. Il serait probablement plus facile de produire ce sel par double décomposition [4].

15. Acétate. Esp. 15. *Acétate de strontiane.* Ce sel, qui fut examiné d'abord par le docteur Hope, et depuis par Vauquelin, s'obtient aisément en petits cristaux inaltérables à l'air, par l'évaporation d'une dissolution de strontiane ou du carbonate, de cette terre, dans l'acide acétique. Il faut 120 parties d'eau bouillante pour dissoudre 49 parties de ce sel. Il parait être à-peu-près soluble en mêmes proportions dans l'eau froide. Il verdit les couleurs végétales [5]. Sa saveur n'est pas désagréable. Lorsqu'il est exposé à la chaleur, son acide est décomposé, ainsi que cela a lieu avec tous les autres acétates. Ce sel est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 52,69 [6] ..... | 49,53 [7] |
| Base..... | 47,31 ..... | 50,47 |
| | 100,00 | 100,00 |

[1] Gay-Lussac, Ann. de Chim. LXXXV, 199.
[2] *Ibid.* LXXXVI, 267. [3] Moretti, *ibid.* LXXXVI, 269.
[4] John, Annals of Philosophy. IV, 426.
[5] Hope. Edim. Trans. IV, 14.
[6] Richter, Statique chimique. I, 136.
[7] Composition théorétique.

Esp. 16. *Benzoate de strontiane.* Le benzoate d'ammoniaque ne produisant pas de précipité dans l'hydrochlorate de strontiane, il est probable que le benzoate de strontiane est soluble dans l'eau.

Esp. 17. *Succinate de strontiane.* On forme ce sel en saturant de l'eau de strontiane par l'acide succinique. En évaporant la liqueur, le succinate de strontiane se précipite en petits cristaux sous forme pulvérulente. La saveur de ce sel a quelque ressemblance avec celle de l'hydrochlorate de potasse. Il est également soluble dans l'eau à chaud et à froid. Si l'on verse quelques gouttes d'une dissolution concentrée de ce sel dans de l'eau de barite, il se précipite immédiatement un succinate de barite [1]. 17. Succinate.

Esp. 18. *Oxalate de strontiane.* Ce sel, examiné d'abord par le docteur Hope, et depuis par Vauquelin, s'obtient facilement en mêlant ensemble des dissolutions d'oxalate de potasse et de nitrate de strontiane : l'oxalate de strontiane se précipite immédiatement. C'est une poudre blanche, insipide, qui exige pour se dissoudre dans l'eau 1920 parties de ce liquide bouillant. La chaleur le décompose en détruisant l'acide [2]. 18. Oxalate.

Les parties constituantes de ce sel sont :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 45,54 [3] | 39,77 [4] | 40,96 [5] |
| Base..... | 54,46 | 60,23 | 59,04 |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

Il existe aussi un binoxalate de strontiane. Ce sel est soluble dans l'eau, et il contient exactement deux fois autant d'acide que le précédent ; on en sépare très-aisément l'excès d'acide.

Esp. 19. *Tartrate de strontiane.* Ce sel, que le docteur Hope examina le premier, et sur lequel Vauquelin a fait depuis des recherches, s'obtient soit en dissolvant de la strontiane dans l'acide tartarique, soit en mêlant ensemble des dissolutions de nitrate de strontiane et de tartrate de potasse. Ses cristaux sont sous la forme de petites tables triangulaires régulières, dont les angles et les bords sont bien marqués. Ce sel est 19. Tartrate.

---

[1] Moretti, Ann. de Chim. LXXXVI, 270.
[2] Hope, Edim. Trans. IV, 14.
[3] Berard, Ann. de Chim. LXXIII, 286.
[4] Mon analyse.
[5] Composition théorétique.

insipide. Il exige pour se dissoudre dans l'eau 320 parties de ce liquide bouillant. Il est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 47,12[1]..... | 56,3[2] |
| Base..... | 52,88 ..... | 43,7 |
| | 100,00 | 100,0 |

20. Citrate. Esp. 20. *Citrate de strontiane.* Vauquelin obtint ce sel du mélange d'une dissolution de citrate d'ammoniaque avec du nitrate de strontiane. Ce mélange ne produit point de précipité; mais lorsqu'on fait évaporer lentement la liqueur, il s'y forme, peu-à-peu, de petits cristaux de citrate de strontiane. Ce sel est soluble dans l'eau, et il manifeste à-peu-près les mêmes propriétés que l'oxalate ou le tartrate de strontiane [3].

Esp. 21. *Urate de strontiane.* C'est une poudre blanche insoluble, qui se distingue à peine, par son aspect, de l'acide urique.

Esp. 22. *Malate de strontiane.* L'acide malique ne précipite point l'eau de strontiane, d'où il suit que le malate de strontiane est plus soluble que le malate de barite [4].

23. Zumate. Esp. 23. *Zumate de strontiane.* L'acide zumique dissout le carbonate de strontiane, et il en dégage l'acide carbonique. La dissolution concentrée donne, par l'évaporation, une combinaison sous la forme d'un mucilage, mais qui, au bout de vingt-quatre heures, devient une masse solide, de couleur blanchâtre, demi-transparente, formée d'une réunion de cristaux globuliformes, à-peu-près semblables à ceux du zumate de chaux. Le zumate de strontiane est soluble dans huit fois son poids d'eau à la température de 21° centig. [5].

---

Telles sont les propriétés des sels de strontiane, autant que ces sels ont pu être examinés jusqu'à présent. Mais il est évident, d'après le nombre de ceux que nous venons de citer, qu'ils n'ont été que superficiellement étudiés, et qu'il en reste environ un tiers de tout le genre à connaître.

---

[1] Vauquelin, Journ. des Min. An 6, p. 15.
[2] Composition théorétique.
[3] Journ. des Min. An 6, p. 16.
[4] Pelletier, Ann. de Chim. XXI, 141.
[5] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 87.

La composition des sels de strontiane se détermine aisément, en les considérant comme composés de 1 atôme strontiane uni à 1 atôme de chacun des acides. Le poids d'un atôme de strontiane est 6,5, et celui d'un atôme de chaque acide a été établi dans un précédent chapitre de ce volume.

Il n'a encore été fait aucune application utile des sels de strontiane dans l'économie domestique.

---

## SECTION VII.

### *Des Sels de magnésie.*

On peut dire que les sels de magnésie étaient à peine connus, lorsque Black publia, en 1755, ses expériences importantes sur la magnésie blanche et la chaux vive. Ces sels furent examinés depuis plus en détail par Bergman, et plus récemment encore plusieurs sels de magnésie ont été décrits par différens chimistes.

1. Les sels de magnésie sont, pour un très-grand nombre d'entre eux, solubles dans l'eau, et susceptibles de cristalliser. Propriétés générales.

2. Lorsqu'on verse dans un sel de magnésie un des alcalis, ou de leurs carbonates, il se produit un précipité blanc floconneux.

3. Il ne se manifeste point de précipité lorsque c'est un sulfate de soude qu'on verse dans un sel de magnésie.

4. Si l'on verse un phosphate de soude dans un sel de magnésie, il ne se manifeste pas de précipité; mais si l'on ajoute de l'ammoniaque, il se forme un précipité blanc qui est un sel triple, composé d'acide phosphorique, d'ammoniaque et de magnésie. Cette précipitation, par l'ammoniaque, fournit le meilleur moyen qui soit encore connu, pour séparer la magnésie d'autres corps, et pour en déterminer la quantité. C'est le docteur Wollaston qui l'indiqua le premier.

5. Le ferrocyanate de potasse n'occasionne pas de précipité dans un sel de magnésie, à moins que l'acide n'ait un métal pour base.

6. La magnésie a beaucoup plus de tendance qu'aucune des bases de ceux des sels que nous avons déjà décrits, à

entrer dans la formation de composés triples. La base avec laquelle la magnésie est la plus disposée à s'unir est l'ammoniaque.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de magnésie.* Black reconnut le premier la composition de ce sel, et Bergman est le seul chimiste qui en ait donné une description détaillée. On le prépare ordinairement en saturant l'acide nitrique par de la magnésie, et en évaporant la dissolution jusqu'à consistance convenable. Le sel cristallise à mesure que cette dissolution se refroidit. Ses cristaux sont des prismes rhomboïdaux, et souvent de petites aiguilles attachées l'une à l'autre. Sa saveur est très-amère et désagréable. Sa pesanteur spécifique est de 1,736[1].

Le nitrate de magnésie se dissout dans un peu plus de son poids d'eau, à la température de 16° centig., et il est encore plus soluble dans l'eau bouillante. L'alcool d'une densité de 0,840 en prend le neuvième environ de son poids[2]. Ce sel, exposé à l'air, en attire, par degrés, l'humidité. Chauffé, il éprouve la fusion aqueuse; et lorsque son eau de cristallisation est évaporée, il se réduit en une poudre sèche. A une forte chaleur, il donne d'abord un peu de gaz oxigène, puis du deutoxide azote, et à la fin de l'acide nitreux. La magnésie reste à l'état de pureté[3]. Ce nitrate détone à peine avec aucun des corps combustibles.

La table qui suit présente les parties constituantes de ce sel, telles qu'elles ont été déterminées par les analyses de différens chimistes.

Composition.

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide... | 43[4]... | 46[5]... | 69,6[6]... | 72[7]... | 72,97[8] |
| Base.... | 27 ... | 22 ... | 30,4 ... | 28 ... | 27,03 |
| Eau..... | 30 ... | 32? | » | » | » |
| | 100 | 100 | 100,0 | 100 | 100,00 |

Esp. 2. *Nitrite de magnésie.* Inconnu.

3. Nitrate ammoniaco-magnésien. Esp. 3. *Nitrate ammoniaco-magnésien.* Ce sel, que Four-

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Bergman. I, 136.
[3] Wenzel, p. 85.
[4] Bergman. I, 136.
[5] Kirwan, Nicholson's Journ. III, 215.
[6] Richter, Statique chimique, p. 136.
[7] Wenzel, p. 85.
[8] Composition théorétique.

croy décrivit le premier, en 1790, peut se préparer en mêlant ensemble des dissolutions de nitrate d'ammoniaque et de nitrate de magnésie, ou en décomposant en partie le nitrate d'ammoniaque par la magnésie, ou le nitrate de magnésie par l'ammoniaque. Lorsque l'un et l'autre de ces sels sont mêlés ensemble, le nitrate ammoniaco-magnésien se précipite peu-à-peu en cristaux.

Le nitrate ammoniaco-magnésien cristallise en prismes. Sa saveur est ammoniacale âcre et amère. Ses cristaux sont solubles dans 11 parties d'eau, à la température de 16° centigrades, et ce liquide bouillant les dissout en plus grande proportion. Exposés à l'air, ils en attirent peu-à-peu l'humidité, mais beaucoup plus lentement que l'une ou l'autre de leurs parties constituantes. Les phénomènes que ce nitrate présente lorsqu'il est chauffé, sont semblables à ceux que manifestent, dans la même circonstance, ses parties composantes. Il consiste, suivant Fourcroy, en Propriétés.

78 Nitrate de magnésie.
22 Nitrate d'ammoniaque.
100 [1]

Esp. 4. *Carbonate de magnésie.* C'est le docteur Black qui a découvert le premier la composition de ce sel, connu depuis long-temps. Bergman, Butini, et beaucoup plus récemment encore, Fourcroy, en ont recherché les propriétés [2]. Il y a deux sous-espèces de ce sel; la première est le sel neutre, et la seconde, ce sel avec un excès de base. 4. Carbonate.

On le prépare ordinairement en mêlant ensemble des dissolutions de sulfate de magnésie et de carbonate de potasse, et en chauffant le mélange. Le carbonate de magnésie se précipite sous la forme d'une poudre blanche. C'est dans cet état qu'on le trouve dans le commerce; mais Fourcroy a fait voir qu'alors il n'est pas saturé d'acide. Ce n'est donc qu'un carbonate; mais on peut augmenter la dose d'acide qu'il contient, en le délayant dans l'eau, et en faisant passer dans le liquide un courant de gaz acide carbonique, jusqu'à ce que le carbonate soit saturé et dissous. Préparation.

Le bicarbonate ainsi formé, cristallise, par évaporation, en

[1] Ann. de Chim. IV, 215.
[2] *Ibid.* II, 278.

prismes hexagones transparens, terminés par un plan également hexagone. Les cristaux sont en partie groupés et en partie solitaires. Leur longueur est d'environ 13 millimètres, et leur largeur de 4 [1]. Mais on peut obtenir ce bi-carbonate en cristaux plus réguliers, en mêlant ensemble 125 parties de sulfate de magnésie et 136 parties de carbonate de soude, dissous l'un et l'autre dans l'eau. Après avoir filtré ce mélange, on l'abandonne à lui-même. Au bout de deux ou trois jours, le carbonate de magnésie s'y dépose en cristaux.

Propriétés. Ce sel n'a que très-peu de saveur. Sa pesanteur spécifique, lorsqu'il est en poudre, n'excède pas 0,2941 [2]. Cristallisé, il se dissout dans 48 parties d'eau froide; mais à l'état pulvérulent, il en exige au-moins dix fois autant; et ce qu'il y a de très-remarquable, c'est qu'il se dissout en plus grande proportion dans l'eau froide que dans l'eau chaude imprégnée de gaz acide carbonique [3]. Il s'effleurit à l'air, et y tombe en poussière [4]. Exposé à la chaleur, il décrépite, se réduit en poussière, et il est décomposé.

Les parties constituantes de ce carbonate sont :

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 50 [5]..... | 68,75 [6] |
| Base..... | 25..... | 31,25 |
| Eau..... | 25..... | » |
| | 100 | 100,00 |

Je n'ai jamais rencontré ce carbonate de magnésie dans le commerce; mais il existe en abondance dans la pierre à chaux magnésienne d'Angleterre. La magnésie du commerce est ordinairement un sous-carbonate, composé de deux atômes de magnésie, et d'un atôme d'acide carbonique.

5. Borate. Esp. 5. *Borate de magnésie.* Bergman forma ce sel en faisant dissoudre de la magnésie dans l'acide borique. Cette dissolution s'opérait très-lentement; en l'évaporant, le sel s'y précipitait en petits cristaux de forme irrégulière. Ce sel, dont Westrumb fit le premier l'analyse en 1788, est

[1] Butini, sur la magnésie.
[2] Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[3] Butini
[4] Fourcroy, Ann. de Chim. 298.
[6] Fourcroy et Kirwan.
[5] Composition théorétique.

soluble dans l'acide acétique; l'alcool le décompose; il se fond aisément au feu sans éprouver d'altération [1]. Le borate de magnésie se trouve natif dans la montagne du Kalkberg, près Lunebourg, en Allemagne.

On l'y rencontre sous la forme de cristaux blancs, opaques ou transparens, consistans en cubes, dont les bords et quatre de leurs angles sont tronqués. Il est assez dur pour rayer le verre et faire feu avec le briquet. Sa pesanteur spécifique est de 2,566. Lorsqu'il est chauffé, il devient électrique; et ce qu'il présente de très-singulier, c'est que ceux de ses angles tronqués le sont toujours positivement, et les angles opposés entiers, le sont négativement [2].

Ces cristaux sont insolubles dans l'eau et inaltérables à l'air; ils décrepitent au feu. A une chaleur rouge ils perdent leur éclat, mais sans diminuer sensiblement de poids. Cette diminution, lorsqu'ils sont chauffés au blanc, est des 0,005. A un degré de chaleur encore plus grand, ils se fondent en un verre de couleur jaune. Leur composition est, suivant Westrumb, de

| | |
|---|---|
| 73,5 | Acide. |
| 14,6 | Magnésie. |
| 11,9 | Chaux. |
| 100,0 | |

D'après cette analyse, on avait considéré ce sel comme étant un composé triple d'acide borique, de chaux et de magnésie; mais Vauquelin a fait voir que la chaux n'en était pas partie constituante, et que le minéral est le borate de magnésie.

Esp. 6. *Silicate de magnésie.* Ce sel n'a pas encore été examiné. Il est très-probable, qu'en mêlant ensemble 2 parties de silice et 2,5 parties de magnésie, et en chauffant convenablement ce mélange, il constituerait une belle porcelaine. La masse a de l'adhésion, elle est belle et se fond très-difficilement.

Esp. 7. *Phosphate de magnésie.* C'est Bergman qui forma le premier ce sel en 1775 [4]; il a été examiné de- 7. Phosphate.

[1] Bergman. I, 386.
[2] Haüy, Ann. de Chim. IX, 5.
[3] Nicholson. II, 120, 2.e série.
[4] Opusc. I, 390.

puis avec beaucoup de précision par l'infatigable Vauquelin [1].

Préparation. On le prépare ordinairement en faisant dissoudre du carbonate de magnésie dans l'acide phosphorique, et en évaporant ensuite par degrés, cette dissolution, jusqu'à ce que le sel cristallise. Mais on peut l'obtenir en cristaux réguliers de grandes dimensions par un moyen plus facile, indiqué par Fourcroy. Il consiste à mêler ensemble parties égales de dissolutions dans l'eau, de phosphate de soude et de sulfate de magnésie. Il ne se manifeste d'abord aucun changement; mais au bout de quelques heures, il se forme dans la liqueur de gros cristaux transparens de phosphate de magnésie.

Propriétés. Le phosphate de magnésie cristallise en prismes hexaèdres, dont les côtés sont inégaux. Il a très-peu de saveur; cependant il laisse sur la langue une impression fraîche et douceâtre. Sa pesanteur spécifique est de 1,5489 centigr. [2]. Il lui faut environ 15 parties d'eau froide pour le dissoudre; il est plus soluble dans l'eau bouillante, et par conséquent il cristallise dans cette dissolution par refroidissement. Ce sel, exposé à l'air, y perd son eau de cristallisation, et tombe en poussière. Il se réduit également en poudre sèche à une chaleur modérée. A une plus haute température, il se fond en un verre transparent.

Esp. 8. *Phosphate ammoniaco-magnésien.* Ce sel fut découvert par Fourcroy, qui le trouva dans une concrétion calculeuse, formée dans l'intestin colon d'un cheval. Depuis cette découverte, Fourcroy et Vauquelin ont aussi rencontré ce sel dans l'urine humaine. On le forme en mêlant ensemble des dissolutions dans l'eau, de phosphates d'ammoniaque et de magnésie. Le sel triple se précipite immédiatement à l'état d'une poudre blanche. En abandonnant, pendant très-long-temps, de l'urine dans des vaisseaux fermés, elle dépose souvent ce sel, en cristaux réguliers, sur les parois et au fond du vaisseau. Ces cristaux sont de petits prismes tétraèdres, terminés par des pyramides irrégulières à quatre faces.

Ce sel est insipide, à peine soluble dans l'eau, et inaltérable

---

[1] Journ. de l'Ecole imp. polytech.
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

à l'air. Lorsqu'il est chauffé, il tombe en poussière, en exhalant son ammoniaque; et par une forte chaleur, il se fond en un globule transparent. En le distillant avec du charbon, on obtient du phosphore. Fourcroy s'est assuré que le phosphate ammoniaco-magnésien, retiré des concrétions calculeuses du cheval, est composé de

33 phosphate d'ammoniaque.
33 phosphate de magnésie.
33 eau.
99

Esp. 9. *Phosphite de magnésie.*

Esp. 10. *Hypophosphite de magnésie.* Ces deux sels n'ont point été examinés.

Esp. 11. *Sulfate de magnésie.* Ce sel, qui a été pendant long-temps distingué par la dénomination de *sel d'Epsom*, se retirait, depuis plus d'un siècle, par évaporation, des eaux minérales d'Epsom en Angleterre, qui le tiennent en dissolution. Grew donna, en 1675, quelques détails sur ce sel; et Brown publia, en 1723, une description du procédé de son extraction des eaux minérales, et de sa purification [1]. On le fabrique en Italie avec des minéraux schisteux, qui contiennent du soufre et de la magnésie. Après avoir torréfié ces minéraux, on les laisse exposés à l'air en les humectant de temps-en-temps: le sel effleurit à leur surface. Dans cet état, on les lessive; on ajoute à la liqueur du lessivage, un peu de chaux pour en précipiter toutes les substances métalliques qui peuvent y être tenues en dissolution, et par des cristallisations répétées, on parvient à obtenir le sel à l'état de pureté [2]. 11. Sulfate.

Le sulfate de magnésie existe en grandes quantités dans les eaux de la mer; le résidu non cristallisé, ou les eaux mères des salines, après que tout le sel marin a cristallisé, consistent en partie dans ce sulfate dissous dans l'eau. On donne ordinairement le nom de *saumure*, ou *eau-amère*, à ce résidu, qu'on appelle quelquefois en Ecosse, *esprit de sel.*

---

[1] Phil. Trans. XXXII, 348.

[2] Ann. de Chim. XLVIII, 80; et Gehlen's, Journ. III, 549. Un exposé détaillé de la fabrication de ce sel a été publié par le docteur Holland, dans les Phil. Trans. 1816, p. 294.

Propriétés. Le sulfate de magnésie cristallise ordinairement en prismes à 4 pans terminés par des pyramides à quatre faces, ou par des sommets dièdres. La forme primitive de ses cristaux est, suivant Haüy, un prisme droit tétraèdre dont les bases sont des carrés, et celle de sa molécule intégrante, un prisme droit triangulaire, dont les bases sont des triangles rectangles isocèles[1]. Les cristaux de ce sel produisent une réfraction double.

Sa saveur est fortement amère; sa pesanteur spécifique est de 1,66[2]. Il se dissout dans son propre poids d'eau, à la température de 16° centig., et dans moins des 0,66 de son poids d'eau bouillante[3]. Le volume de l'eau augmente des 0,4 par l'addition du sel[4]. Il s'effleurit à l'air et y tombe en poussière. Chauffé il éprouve la fusion aqueuse; et par l'augmentation de la chaleur, il perd son eau de cristallisation, mais il n'est pas décomposé. Au chalumeau il se fond difficilement en un globule vitreux opaque[5].

On a présenté, dans la table qui suit, le résultat des expériences de différens chimistes qui ont cherché à déterminer les proportions des parties constituantes de ce sel.

Composition.

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide.... | 29,35[6] | 30.64[7] | 32[8] | 33[9] | 38[10] | 66,64[11] | 66,6[12] |
| Base .... | 17 | 16,86 | 19 | 19 | 18 | 33,36 | 33,4 |
| Eau. .... | 53,65 | 52,50 | 49 | 48 | 44 | » | » |
| | 100,00 | 100,00 | 100 | 100 | 100 | 100,00 | 100,0 |

Esp. 12. *Sulfate ammoniaco-magnésien.* Ce sel avait été annoncé par Bergman; mais Fourcroy est le premier chimiste qui en ait examiné les propriétés[13]. On peut le préparer, en mêlant ensemble des dissolutions saturées de sulfate d'ammoniaque et de sulfate de magnésie. Il se dépose presque immédiatement des cristaux, qui consistent dans les deux sels unis

---

1 Traité de Minéral. II, 322.
2 Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
3 Bergman, Opusc. I, 135.
4 *Ibid.* p. 377.
5 *Ibid.*
6 Kirwan, Nicholson's quarto Journ. III, 215.
7 Wenzel, p. 62.
8 Mojon, Ann. de Chim. XLVIII, 81.
9 Bergman, Opusc. I, 135.
10 Henry et Dalton; Dalton's New System of Chemistry. II, 513.
11 Berzelius, Ann. de Chim. LXXXII, 8.
12 Composition théorétique.
13 Ann. de Chim. IV, 211.

ensemble. On peut encore se procurer ce sel triple en ajoutant de l'ammoniaque à une dissolution de sulfate de magnésie. Il ne se précipite qu'une portion de la magnésie; on la sépare en filtrant la liqueur, et en l'évaporant alors, on obtient le sel composé, en cristaux.

Le sulfate ammoniaco-magnésien cristallise en octaèdres. Sa saveur est âcre et amère, sa pesanteur spécifique est de 1,696 [1]. Il est moins soluble dans l'eau que chacun des sels qui le composent. Lorsqu'il est chauffé, il éprouve la fusion aqueuse, et si l'on augmente la chaleur, il est décomposé. Il est inaltérable à l'air. Ce sel est composé, suivant l'analyse de Fourcroy, de

Composition.

68 sulfate de magnésie.
32 sulfate d'ammoniaque.
100

Esp. 13. *Sulfate de potasse et de magnésie.* Ce sel fut décrit pour la première fois, par Link. Il le formait en saturant du sur-sulfate de potasse avec de la magnésie. Berthollet obtint le même sel en mêlant ensemble des quantités égales de dissolutions de sulfate de potasse et d'hydrochlorate de magnésie, et en évaporant ensuite le mélange. On obtient, d'abord des cristaux de sulfate de potasse avec un peu d'hydrochlorate de magnésie, et ensuite le sel triple, en cristaux rhomboïdaux, inaltérables à l'air. Leur solubilité est à-peu-près la même que celle du sulfate de potasse [2].

La saveur de ce sel est amère. Il est composé de

Composition.

3 parties de sulfate de potasse.
4 parties de sulfate de magnésie.
7 [3]

Esp. 14. *Sulfate de soude et de magnésie.* Link décrivit le premier ce sel, en 1796 [4]; il a été dernièrement annoncé et analysé par Murray [5], qui ne paraît pas avoir eu connaissance des expériences antérieures du chimiste allemand

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Mém. de l'Instit. III, 218.
[3] Link, Crell's Annals. 1796, I, 30.
[4] Crell's Annals. 1796, I, 30.
[5] Edim. Trans. VIII, p. 233.

Link obtint ce sulfate en saturant le bisulfate de soude avec de la magnésie, et en faisant cristalliser la dissolution. Murray le remarqua, formé dans les chaudières des manufacturiers de sulfate de magnésie avec les eaux mères du sel de mer. Le sulfate impur de magnésie, obtenu d'abord, est redissous dans l'eau pour le faire cristalliser; on ajoute de la liqueur fraîche à celle qui reste après la cristallisation; et par l'évaporation et le refroidissement on obtient de nouveaux cristaux. On procède ainsi trois ou quatre fois. C'est dans ces dernières cristallisations que le sel triple est produit, se formant souvent en quantités considérables, et même se précipitant dans les chaudières. Ce sel est d'abord sous forme irrégulière et demi-transparent; mais en le dissolvant dans l'eau, et en le faisant cristalliser une seconde fois, on peut l'obtenir en rhombes assez réguliers, transparens, tronqués sur leurs angles et sur leurs bords. Ces cristaux ne s'altèrent point à l'air. Leur saveur est amère; ils se dissolvent dans environ trois fois leur poids d'eau, à la température de 16° centigr. Lorsqu'ils sont chauffés, ils ne se fondent pas, mais ils décrépitent. Ils sont composés, suivant les expériences de Link et du docteur Murray, de

position.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Sulfate de magnésie.... | 54[1] | 32[2] | 32,28[3] |
| Sulfate de soude..... | 45 | 39 | 38,72 |
| Eau..... | » | 28 | 29,00 |
| | 99 | 99 | 100,00 |

15. Sulfite. Esp. 15. *Sulfite de magnésie.* Ce sel, qu'on ne connaît encore que par les travaux de Fourcroy et Vauquelin, se prépare, comme les autres, en saturant l'acide sulfureux avec le carbonate de magnésie. Il se produit une vive effervescence, et le liquide s'échauffe. A mesure que le sulfite se forme, il reste en une poudre blanche, au fond de la liqueur; mais en y ajoutant un excès d'acide, on le dissout; et cette dissolution, exposée à l'air, fournit, en y perdant son excès d'acide, des cristaux blancs transparens, qui sont des

---

[1] Linck, Crell's Annals, 1786, I, 30.
[2] Murray, Edim. Trans. VIII, 294.
[3] Composition théorétique, dans la supposition que c'est un composé de
1 atôme sulfate de magnésie.
1 atôme sulfate de soude.
6 atômes eau.

tétraèdres déprimés. Sa pesanteur spécifique est de 1,3802[1]. Sa saveur douceâtre et terreuse d'abord, produit bientôt une impression sulfureuse. Ce sulfite devient opaque à l'air; mais il ne s'y change que très-lentement en sulfate. Il est soluble dans 20 parties d'eau à la température de 16° centigrades. L'eau bouillante le dissout en proportion beaucoup plus considérable; aussi cette dissolution cristallise-t-elle par refroidissement. En exposant à l'air sa dissolution dans l'eau, ce sel se convertit très-promptement en sulfate. Chauffé, il se ramollit, se gonfle, prend une ductilité analogue à celle de la gomme, et perd les 0,45 de son poids. A une forte chaleur l'acide se dégage, et la terre reste à l'état de pureté.

Esp. 16. *Sulfite ammoniaco-magnésien.* Fourcroy est le seul chimiste qui ait fait mention de ce sel. On le forme, soit en mêlant ensemble des dissolutions de sulfite d'ammoniaque et de sulfite de magnésie, soit en ajoutant de l'ammoniaque à une dissolution de sulfite de magnésie. Les cristaux de ce sel sont transparens; leur figure n'a pas été déterminée.

Le sulfite d'ammoniaque et de magnésie est moins soluble dans l'eau que l'un ou l'autre des deux sulfites qui en sont les parties composantes. Exposé à l'air, il se transforme par degrés en sulfate.

Esp. 17. *Hypo-sulfite de magnésie.* Inconnu.

Esp. 18. *Arseniate de magnésie.* La magnésie se dissout dans l'acide arsenique; mais lorsque l'acide approche du point de saturation, la dissolution s'épaissit et se coagule. Cette matière se redissout dans un excès d'acide, et la liqueur se prend, par l'évaporation, en une masse gommeuse incristallisable. On peut obtenir aussi l'arseniate de magnésie, en mêlant ensemble les arseniates alcalins avec des nitrate, hydrochlorate et acétate de magnésie. Ce sel, lorsqu'il est chauffé, présente les mêmes phénomènes que l'arseniate de potasse[2]. 18. Arseniate.

Esp. 19. *Arsenite de magnésie.* Ce sel n'est pas connu.

Esp. 20. *Chromate de magnésie.* Ce sel n'a été examiné jusqu'à présent que par Vauquelin. Sa dissolution cristallise en prismes à 6 pans, parfaitement transparens, d'un beau jaune de topaze et très-solubles dans l'eau. Lorsque le sel cristallise en grandes masses, sa couleur est jaune 20. Chromate.

---

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

[2] Schéele, I. 159.

orangé. La magnésie est séparée de ce chromate par les alcalis fixes et les terres alcalines [1].

Esp. 21. *Molybdate de magnésie* Ce sel, suivant Heyer, est soluble dans l'eau. Sa saveur est amère, et il ne cristallise point [2]

22. Tungstate. Esp. 22. *Tungstate de magnésie.* En faisant bouillir l'oxide jaune de tungstène avec une dissolution de carbonate de magnésie, cette liqueur donne, par l'évaporation, des cristaux en petites écailles brillantes, qui sont le tungstate de magnésie. Ce sel est soluble dans l'eau, et ne s'altère point à l'air. Sa saveur ressemble à celle des autres espèces de tungstates. En versant un acide dans sa dissolution, il s'y produit un précipité, sous la forme d'une poudre blanche, qui est un sel triple

23. Acétate. Esp. 23. *Acétate de magnésie.* Ce sel se prépare en dissolvant la magnésie, ou son carbonate, dans l'acide acétique. Ce sel ne cristallise pas; mais il forme, par l'évaporation, une masse visqueuse [3]. Sa saveur est douceâtre, et laisse cependant une impression d'amertume [4]. Sa pesanteur spécifique est de 1,378 [5]. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool [6]. Il est déliquescent à l'air. La chaleur le décompose.

Les parties constituantes de ce sel sont :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide... | 65,96 [7] ... | 70,65 [8] ... | 71,83 [9] |
| Base .... | 34,04 ... | 29,35 ... | 28,17 |
| | 100,00 ... | 100,00 ... | 100,00 |

Esp. 24. *Benzoate de magnésie.* Les cristaux de ce benzoate affectent la forme de plumes. Leur saveur est acerbe et amère, ils se dissolvent facilement dans l'eau.

25. Succinate. Esp. 25. *Succinate de magnésie.* Ce sel est sous la forme d'une masse blanche, glutineuse, écumeuse, qui après avoir

---

[1] Ann. de Chim. LXX, 70.
[2] Gren's Handbuch. III, 711.
[3] Bergman. I, 388.
[4] Morveau, Encycl. méthod. I, 9.
[5] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[6] Bergman. I, 388.
[7] Wenzel, p. 150.
[8] Richter, Statique chimique. I, 136.
[9] Composition théorétique.

été desséchée au feu, attire l'humidité de l'air, et s'y résout en liqueur.

Esp. 26. *Camphorate de magnésie.* En délayant du carbonate de magnésie dans de l'eau, et en ajoutant au mélange de l'acide camphorique cristallisé, on obtient, par l'évaporation à siccité de la liqueur filtrée, du camphorate de magnésie. On dissout ensuite ce sel dans l'eau chaude, on filtre la liqueur et on l'évapore à une douce chaleur jusqu'à formation de pellicule à sa surface. On la laisse alors refroidir, et le sel s'y dépose en lames minces. La seconde dissolution du sel, obtenu par la première évaporation à siccité, a pour objet d'en séparer tout excès de magnésie qui pourrait y être resté.

Le camphorate de magnésie ne cristallise point. Il est blanc, opaque, et d'une saveur amère. Il est à peine plus soluble dans l'eau que le camphorate de chaux. L'alcool n'a point d'action sur ce sel à froid; mais à chaud, il dissout l'acide et laisse la magnésie; et l'acide se précipite de nouveau par le refroidissement de l'alcool. Le camphorate de magnésie se dessèche à l'air et s'y recouvre d'un peu de poussière; mais cet effet ne se produit que lentement et seulement dans un lieu chaud. En mettant de ce sel sur des charbons ardens, son acide se volatilise, et la magnésie reste pure. Au chalumeau, il brûle comme les autres camphorates avec une flamme bleue. De tous les nitrates, hydrochlorates et sulfates, il n'y a que le nitrate de chaux et l'hydrochlorate d'alumine, qui puissent décomposer complètement ce camphorate [1].

Esp. 27. *Subérate de magnésie.* Ce sel est sous forme pulvérulente. Il rougit la teinture de tournesol. Sa saveur est amère. Il est soluble dans l'eau, et attire un peu l'humidité de l'air. Lorsqu'il est chauffé, il se boursouffle et se fond. Au chalumeau son acide est décomposé, et la magnésie reste à l'état de pureté [2].

Esp. 28. *Oxalate de magnésie.* Ce sel s'obtient par l'évaporation d'une dissolution saturée de magnésie par l'acide oxalique. Il est sous la forme d'une poudre blanche, sans saveur, qui se dissout à peine dans l'eau. Lorsqu'on mêle de 28. Oxalate.

---

[1] Ann. de Chim. XXVII, 37.
[2] *Ibid.* XXIII, 55.

l'oxalate d'ammoniaque avec du sulfate de magnésie, il ne se forme point immédiatement de précipité; mais si la dissolution est chauffée et suffisamment concentrée, ou, si on l'évapore à siccité, et qu'on redissolve le résidu dans l'eau, alors, dans les deux cas, l'oxalate de magnésie est séparé en une poudre insoluble.

Les parties constituantes de cet oxalate, sont:

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide..... | 65[1]... | 73,68[2].. | 72,65[3].. | 64,33[4] |
| Magnésie... | 35.... | 26,32... | 27,35... | 35,67 |
| | 100 | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

29. Tartrate.

Esp. 29. *Tartrate de magnésie.* Ce sel ne peut se dissoudre dans l'eau, que lorsqu'il est avec excès d'acide. Il donne alors, par l'évaporation, de petits cristaux ayant la forme de prismes hexaèdres tronqués[5]. Sa saveur est plus salée que celle du tartrate de chaux, et il est plus fusible[6]. Exposé à la chaleur, il se fond, et il est ensuite décomposé.

Esp. 30. *Tartrate de potasse et de magnésie.* Ce sel triple, qui fut examiné d'abord par les académiciens de Dijon, s'obtient en ajoutant de la magnésie ou son carbonate, à une dissolution de tartrate acide de potasse. La liqueur donne, par l'évaporation, suivant ces académiciens, des cristaux aiguillés; mais, d'après Thénard, ce sel triple ne cristallise point, et lorsqu'il est évaporé il attire l'humidité de l'air[7].

31. Citrate.

Esp. 31. *Citrate de magnésie.* Ce sel, qu'on peut former en dissolvant du carbonate de magnésie dans l'acide citrique, ne cristallise pas, lors même que sa dissolution est évaporée jusqu'en consistance d'un sirop épais; mais il prend par degrés la forme d'une masse blanche, opaque, molle, qui s'élève dans l'intérieur du vaisseau comme un champignon. Ce sel est composé, suivant Vauquelin, de

66,66 Acide.
33,34 Magnésie.
100,00[8]

---

[1] Bergman. Opusc. I, 262 et 387. [2] Mon analyse.
[3] Berard, Ann. de Chim. LXXIII, 284.
[4] Composition théorétique. Nous avons considéré, Berard et moi, l'acide comme pur, et il contenait de l'eau. C'est la raison pour laquelle nos résultats sont inexacts. Ceux de Bergman se rapprochent le plus de la vérité. [5] Bergman. I, 338.
[6] Von Packen, de Sale Essent. Acid. Tartar.
[7] Ann. de Chim. XXXVIII, 32. [8] Fourcroy. VII, 208.

Si nous le considérons comme formé de 1 atôme acide + 1 atôme base, ses parties constituantes doivent être :

| | |
|---|---|
| Acide..... | 74,68 |
| Magnésie..... | 25,32 |
| | 100,00 |

Esp. 32. *Saccho-lactate de magnésie.* C'est une poudre blanche, insoluble dans l'eau.

Esp. 33. *Urate de magnésie.* C'est une poudre insipide, d'une apparence semblable à celle de l'acide urique.

Esp. 34. *Malate de magnésie.* Ce sel est très-soluble dans l'eau et déliquescent à l'air.

Esp 35. *Sorbate de magnésie.* Les cristaux de ce sel sont permanens. Ils exigent 28 fois leur poids d'eau pour se dissoudre à la température de 10° centigrades [1].

Esp. 36. *Lactate de magnésie.* En évaporant jusqu'à consistance sirupeuse, la dissolution de ce sel, et en abandonnant ensuite la liqueur dans un lieu chaud, il s'y produit en petits cristaux grenus. Par une évaporation prompte à siccité, il fournit une masse gommeuse. L'alcool résout ce sel en deux sous-espèces : le lactate neutre qu'il dissout, et le sous-lactate qu'il laisse sans l'avoir attaqué [2]. 36. Lactate.

Esp. 37. *Zumate de magnésie.* Lorsque ce zumate est évaporé lentement, il se forme des pellicules salines, qui se succèdent les unes aux autres jusqu'à la fin de l'évaporation Ce sel affecte la forme de cristaux grenus, qui s'effleurissent un peu à l'air. Ce zumate exige, pour sa dissolution, 25 fois son poids d'eau, à la température de 19° centigrades [3].

Esp. 38. *Gallate de magnésie.* En faisant bouillir de la magnésie avec une infusion de noix de galle, la liqueur devient presque limpide, et prend la même couleur verte que dans des mélanges semblables. Il paraît d'après les expériences de Davy, que dans ce cas, toute la partie extractive du tan est séparée de l'infusion, ainsi qu'une portion de l'acide gallique, et que la liqueur ne contient plus autre chose en dissolution qu'une combinaison de cet acide et

---

[1] Donovan, Phil. Trans. 1815.
[2] Berzelius, Djurkemien. II, 437.
[3] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 88.

de magnésie; mais l'acide est décomposé, et la couleur verte disparaît, lorsqu'on essaye d'obtenir la combinaison à l'état sec.

---

On détermine aisément la composition des sels de magnésie, en les considérant comme consistant dans un atôme de magnésie, et un atôme de chacun des acides. Un atôme de magnésie pèse 2,5, et nous avons déjà donné précédemment le poids d'un atôme de chacun des acides.

Les sels de magnésie qu'on employe le plus, sont le carbonate et le sulfate de cette base; on fait, de l'un et de l'autre de ces sels, un grand usage en médecine.

---

## SECTION VIII.

### *Sels d'Yttria.*

Les sels que l'yttria peut former avec les acides, sont encore pour la plupart inconnus.

Propriétés générales.

1. Comme les sels d'yttria sont, en très-grand nombre, insolubles dans l'eau, on n'a pu les obtenir à l'état de cristaux.

2. L'yttria peut être précipitée de sa dissolution dans les acides par les phosphate et carbonate de soude, par l'oxalate d'ammoniaque et le tartrate de potasse.

3. Le ferrocyanate de potasse la précipite également.

4. L'yttria a une très-grande ressemblance avec la chaux, relativement à la solubilité des sels qu'elle forme, si nous en exceptons le sulfate d'yttria qui est beaucoup plus soluble que le sulfate de chaux, et qui se reconnaît aisément à sa saveur sucrée. C'est cette différence de saveur qui peut nous faire distinguer facilement l'yttria de la chaux.

1. Nitrate.

Esp. 1. *Nitrate d'yttria.* M. Ekeberg obtint le premier ce sel, qui a été examiné plus récemment par Vauquelin. On peut le former en dissolvant l'yttria dans l'acide nitrique. La dissolution a une saveur astringente et sucrée, et dans la plupart de ses propriétés, ce sel ressemble au nitrate de glucine. Comme ce dernier, on peut à peine l'obtenir en cristaux. Si pendant l'évaporation, on pousse un peu

trop la chaleur, le sel se ramollit, prend l'apparence du miel, et par le refroidissement il devient dur et cassant comme une pierre. Le nitrate d'yttria est déliquescent à l'air, dont il attire très-promptement l'humidité. En versant de l'acide sulfurique dans une dissolution de ce sel, il s'y précipite instantanément des cristaux de sulfate d'yttria [1].

Esp. 2. *Carbonate d'yttria*. Ce sel se produit en précipitant l'yttria de sa dissolution dans les acides, par un carbonate alcalin. C'est une poudre blanche, sans saveur, insoluble, composée de 2. Carbonate.

| | |
|---|---|
| 18 | Acide. |
| 55 | Yttria. |
| 27 | Eau. |
| 100 [2]. | |

Le carbonate d'yttria perd, suivant Vauquelin, 0,32 de son poids par la calcination [3]. Si nous le supposons formé de 1 atôme acide + 1 atôme yttria, ses parties constituantes seront :

| | |
|---|---|
| Acide..... | 35,48 |
| Base..... | 64,52 |
| | 100,00 |

Esp. 3. *Phosphate d'yttria*. Vauquelin est le seul qui ait obtenu ce sel. En mêlant une dissolution de phosphate de soude avec des sulfate nitrate, ou hydrochlorate d'yttria, le phosphate d'yttria se précipite en flocons gélatineux [4]. 3. Phosphate.

Esp. 4. *Sulfate d'yttria*. Gadolin forma le premier ce sel, qui fut examiné depuis avec plus de précision par Ekeberg [5], Vauquelin [6] et Klaproth [7].

L'acide sulfurique dissout rapidement l'yttria, et avec dégagement de calorique. A mesure que la dissolution a lieu, le sulfate d'yttria cristallise en petits grains brillans.

Ces cristaux sont irréguliers, mais le plus ordinairement, Propriétés.

---

[1] Ann. de Chim. XXXVI, 156.
[2] Klaproth's Beitrage. III, 67.
[3] Ann. du Mus. d'Hist. nat. XV, 9.
[4] Ann. de Chim. XXXVI, 156.
[5] Crell's Annals 1799, II, 68.
[6] Ann. de Chim. XXXVI, 156.
[7] Klaproth's Beitrage. III, 67.

selon Ekeberg, ils ont la forme de prismes à six pans applatis, terminés par des sommets à quatre faces. J'en ai obtenu, dans mes expériences, en longs prismes rhomboïdaux déliés. Ces cristaux ne s'altèrent point à l'air; leur saveur est astringente et douceâtre, quoique beaucoup moins que celle du sulfate de glucine. Leur couleur est d'un rouge légèrement améthyste, et leur pesanteur spécifique de 2,791. Ils exigent au-moins trente parties d'eau pour se dissoudre à la température de 16° centig. Chauffés au rouge, ils sont en partie décomposés.

L'acide oxalique, le ferrocyanate de potasse et l'infusion de noix de galle, précipitent la dissolution dans l'eau de ce sulfate. Le phosphate de soude le décompose.

Le sulfate de glucine se distingue aisément de celui-ci en ce qu'il est incolore, plus léger et plus soluble dans l'eau.

Esp. 5. *Arseniate d'yttria.* Lorsqu'après avoir fait dissoudre de l'yttria dans l'acide arsenique, on fait bouillir la dissolution, l'arseniate d'yttria se précipite en une poudre blanche [1]. L'arseniate de potasse précipite l'yttria de ses dissolutions dans les acides [2].

5. Chromate. Esp. 6. *Chromate d'yttria.* L'acide chromique dissout l'yttria à froid, en quantité considérable et avec effervescence. La dissolution a une saveur astringente et piquante, et, comme la plupart des chromates, elle est d'un rouge orangé passant au jaune. Cette dissolution est parfaitement neutre. Par l'évaporation, elle forme des dendrites qui consistent dans des prismes et des cubes. Ce chromate est très-soluble dans l'eau [3].

Esp. 7. *Acétate d'yttria.* L'yttria se dissout facilement dans l'acide acétique, et la dissolution évaporée donne des cristaux d'acétate d'yttria. Ces cristaux affectent le plus ordinairement la forme de lames hexaèdres épaisses, obliquement tronquées. Ces cristaux sont d'un rouge améthyste; ils ne s'altèrent point à l'air [4].

8. Succinate. Esp. 8. *Succinate d'yttria.* Suivant Ekeberg, l'yttria n'est pas précipitée de ses dissolutions dans les acides par les succi-

---

[1] Ekeberg, Crell's Annals. 1799, II, 70.
[2] Klaproth's Beitrage. III, 76.
[3] John, Annals of Philosophy. IV, 426.
[4] Ekeberg, Crell's Annals. 1799, II, 69.
[5] Ann. de Chim. XLIII, 277.

nates[5]. Cela doit s'entendre cependant jusqu'à un certain point; car le succinate d'yttria n'étant que très-peu soluble dans l'eau, il se précipite en cristaux, lorsqu'on mêle la dissolution concentrée d'un succinate alcalin avec une dissolution saturée d'yttria dans un acide. Ainsi, par exemple, lorsqu'on verse du succinate de soude dans une dissolution concentrée d'hydrochlorate ou d'acétate d'yttria, il se dépose de petits cristaux cubiques qui sont un succinate d'yttria[1].

Esp. 9. *Oxalate d'yttria.* Lorsqu'on verse de l'acide oxalique ou de l'oxalate d'ammoniaque dans une dissolution acide d'yttria, il se précipite une poudre blanche insoluble, qui est l'oxalate d'yttria[2]. Cet oxalate est composé, d'après les expériences de Vauquelin, de 9. Oxalate.

| | |
|---|---|
| Acide..... | 57,5 |
| Yttria..... | 42,5 |
| | 100,0[3] |

Esp. 10. *Tartrate d'yttria.* L'yttria est précipitée de sa dissolution dans les acides par le tartrate de potasse. Mais par une addition d'eau, le précipité se dissout[4], d'où il suit que le tartrate d'yttria est soluble dans l'eau.

---

## SECTION IX.

### *Sels de Glucine.*

Les sels de glucine ont été aussi imparfaitement examinés que ceux d'yttria.

1. Les sels de glucine sont beaucoup plus solubles dans l'eau que ceux d'yttria, et il semble que parmi les sels de glucine, il en est beaucoup moins qui soient susceptibles de cristalliser. Propriétés générales.

2. Les sels de glucine ne sont point précipités par l'oxalate d'ammoniaque, ou le tartrate de potasse, ce qui les distingue suffisamment des sels d'yttria.

---

[1] Klaproth's Beitrage. III, 76.
[2] *Ibid.* III, 75.
[3] Ann. du Mus. d'Hist. nat. XV, 9.
[4] Klaproth's Beitrage. III, 75.

3. Le ferrocyanate de potasse précipite en blanc la dissolution d'un sel de glucine.

4. L'infusion de noix de galle produit, dans la dissolution d'un sel de glucine, un précipité jaune, qui prend une teinte purpurine s'il y a présence de fer.

5. Le sulfate de glucine ne cristallise pas, et il ne se forme point de cristaux d'alun, lorsqu'on mêle du sulfate de potasse avec sa dissolution.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de glucine.* On prépare ce nitrate, que Vauquelin décrivit le premier, en saturant l'acide nitrique avec de la glucine. Cette dissolution étant évaporée à une douce chaleur, le sel s'y forme peu-à-peu à l'état pulvérulent ; mais on ne peut l'obtenir cristallisé.

Sa saveur est astringente et sucrée. Il est si excessivement soluble dans l'eau, qu'on ne peut que très-difficilement l'avoir sec. En évaporant sa dissolution, elle s'épaissit et devient glutineuse comme du miel. Le sel exposé à l'air en attire très-rapidement l'humidité. Lorsqu'il est chauffé, il se fond aisément, et si l'on augmente la chaleur, l'acide se sépare et laisse la terre à l'état de pureté. En versant dans la dissolution de ce sel, une teinture de noix de galle, elle occasionne un précipité brun jaunâtre, qui se manifeste immédiatement. Cette propriété peut servir à distinguer le nitrate de glucine du nitrate d'alumine.

Esp. 2. *Carbonate de glucine.* Ce sel qui n'a encore été examiné que par Vauquelin, peut se préparer en précipitant la glucine de sa dissolution dans les acides, par un carbonate alcalin, et en lavant convenablement le précipité avec de l'eau pure. Ce sel est à l'état d'une poudre blanche, molle, et grasse au toucher. Elle est insipide et extrêmement légère. Elle ne se dissout pas dans l'eau, et n'éprouve aucune altération à l'air. Ce carbonate se décompose facilement, et son acide en est séparé par l'application de la chaleur ; chauffé au rouge il perd la moitié de son poids.

3. Phosphate. Esp. 3. *Phosphate de glucine.* Ce sel, que Vauquelin forma en précipitant par le phosphate de soude la dissolution de glucine dans les acides sulfurique, nitrique ou hydrochlorique, n'a encore été examiné que par lui. Le phosphate de glucine est précipité de ces dissolutions acides en une poudre blanche. On ne peut l'obtenir en cristaux ; il est insipide et insoluble dans l'eau, à moins qu'il ne contienne un excès d'acide. Il ne

Propriétés.

s'altère point à l'air. Lorsqu'il est exposé à une forte chaleur, il se fond en un verre transparent.

Esp. 4. *Sulfate de glucine.* Vauquelin examina le premier ce sel, dont il avait découvert la base. 4. Sulfate.

On le prépare en dissolvant, jusqu'à saturation, la glucine dans l'acide sulfurique. Cet acide dissout facilement la terre, et la dissolution évaporée donne de petits cristaux aiguillés, dont la forme n'a pas été déterminée.

Ce sel a une saveur très-sucrée et un peu astringente. Il est soluble dans l'eau. La dissolution prend aisément la consistance sirupeuse, mais elle ne cristallise pas. Lorsque le sulfate est exposé à la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse. Il perd son eau de cristallisation et tombe en poussière. A une chaleur rouge, il est décomposé complètement, l'acide est chassé et la terre reste à l'état de pureté. En versant dans la dissolution de ce sel une infusion de noix de galle, elle y produit un précipité blanc jaunâtre. Propriétés.

Berzelius a fait voir qu'il y a trois sous-espèces de sulfate de glucine, savoir : 1.° le sulfate neutre, formant une masse d'apparence gommeuse, composé de Sous-espèces.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide sulfurique.... | 100 | ou | 1 atôme |
| Glucine..... | 64,1 | | 1 |

2.° Un bisulfate, qui s'obtient en dissolvant la glucine dans l'acide sulfurique et en évaporant la dissolution. Ses parties constituantes sont

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 100 | ou | 2 atômes. |
| Glucine..... | 32,15 | | 1 |

3.° Un sous-sesquisulfate, formé de 2 atômes acide et 3 atômes glucine. Il se produit en mettant du carbonate de glucine en digestion dans une dissolution de la seconde sous-espèce. Il consistait en

| | |
|---|---|
| Acide..... | 100 |
| Glucine..... | 98,4* |

Si nous supposons que la constitution de ces trois sels est comme je les ai établis, leur composition sera, savoir :

---

* Berzelius, attempt to etablish a pure scientific system of Mineralogy, p. 134.

1. *Sel neutre.*

| | |
|---|---|
| Acide | 100 |
| Glucine | 65 |

2. *Bisulphate.*

| | |
|---|---|
| Acide | 100 |
| Glucine | 32,5 |

3. *Sous-sesquisulfate.*

| | |
|---|---|
| Acide | 100 |
| Glucine | 97,5 |

Esp. 5. *Chromate de glucine.* La glucine précipitée par le carbonate de potasse, se dissout très lentement dans l'acide chromique concentré. La dissolution est de couleur jaune, et ne paraît pas susceptible de cristalliser [1].

Esp. 6. *Chromo-sulfate de glucine.* Lorsqu'on met du sulfate de glucine dans de l'acide chromique, la dissolution n'éprouve aucun changement; mais en l'évaporant il s'y dépose un sel triple en cristaux dendrites dans un état d'efflorescence [2].

Esp. 7. *Acétate de glucine* La saveur de ce sel est astringente et sucrée Il est avec excès d'acide et ne cristallise point; mais par l'évaporation de la dissolution de glucine dans l'acide acétique, il se forme une masse gommeuse en lames minces transparentes, soluble dans l'eau, et encore acide [3].

Esp. 8. *Succinate de glucine.* Ekeberg a annoncé que la glucine est précipitée de sa dissolution dans les acides par les succinates; d'où il suit que le succinate de glucine est insoluble ou à-peu-près [4].

Esp. 9. *Oxalate de glucine.* L'acétate de glucine n'étant pas précipité par l'oxalate d'ammoniaque, nous pouvons en induire que l'oxalate de glucine est soluble dans l'eau.

---

Tels sont, en petit nombre, les sels de glucine, qui ont été jusqu'à présent examinés. Aucun d'eux ne cristallise, si ce n'est le chromo sulfate, et ses cristaux sont imparfaits.

---

[1] John, Annals of Philosophy. IV, 425.
[2] *Ibid.*
[3] Vauquelin, Ann. du Mus. d'Hist. nat. XV, 9.
[4] Ann. de Chim. XLIII, 277.

## SECTION X.

### *Sels d'alumine.*

1. Les sels d'alumine sont, pour la plupart, solubles dans l'eau, et il en est peu qui soient susceptibles de cristaliser. Propriétés g. Acides.

2. Ces sels se distinguent par une saveur sucrée et astringente, et sous ce rapport, ils ont de la ressemblance avec les sels d'yttria et de glucine.

3. Ils ne sont point précipités par l'oxalate d'ammoniaque, ni par l'acide tartarique, ce qui les distingue suffisamment des sels d'yttria.

4. Ils ne sont point précipités par le ferrocyanate de potasse, ni par la teinture de noix de galle; et en cela, ils diffèrent également, et des sels d'yttria, et des sels de glucine.

5. Le phosphate d'ammoniaque, versé dans la dissolution d'un sel d'alumine, y produit un précipité blanc.

6. L'hydriodate de potasse occasionne dans une dissolution d'alumine un précipité blanc floconneux, qui devient promptement jaune, et reste permanent. Cet effet n'est pas dû à l'excès d'acide que les sels d'alumine contiennent ordinairement; car la couleur jaune ne disparaît pas par une addition de carbonate d'ammoniaque.

7. Si après avoir ajouté de l'acide sulfurique, et ensuite du sulfate de potasse à un sel d'alumine, on abandonne le mélange à lui-même, il s'y manifeste promptement des cristaux octaèdres d'alun.

Esp. 1. *Nitrate d'alumine.* Quoique ce sel soit connu depuis bien des années des chimistes, il n'a cependant pas encore été décrit avec précision. On le prépare en dissolvant l'alumine dans l'acide nitrique, et en évaporant la dissolution jusqu'à ce que le sel cristallise. Ce sel contient toujours un excès d'acide; il est par conséquent du petit nombre des *sur-nitrates* connus. 1. Nitrate.

Il cristallise très-difficilement, en feuillets minces, doux au toucher, et n'ayant que peu d'éclat. Il a une saveur acide et astringente. Sa pesanteur spécifique est de 1,645 *.

* Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

Ce nitrate est excessivement soluble dans l'eau. En évaporant sa dissolution, elle se convertit en une masse visqueuse d'une consistance de miel. Elle se prend souvent en gelée dès qu'elle commence à se refroidir. Exposé à l'air, le nitrate d'alumine en attire très-promptement l'humidité, et y devient déliquescent. Lorsqu'il est chauffé, l'acide s'en dégage avec une grande facilité, et la terre reste à l'état de pureté.

e. Carbonate. Esp. 2. *Carbonate d'alumine.* La plupart des chimistes sont d'accord sur l'existence de ce sel. Bergman ne put pas réussir à le former artificiellement; mais il admet qu'il existe, parce qu'en mêlant de l'alun avec un carbonate alcalin, une partie de l'alumine reste en dissolution, jusqu'à ce que l'acide carbonique ait été dégagé [1]. Saussure a fait voir que l'eau saturée d'acide carbonique est capable de dissoudre l'alumine; mais cette combinaison est détruite par la simple exposition à l'air. Aussi le carbonate d'alumine ne peut-il exister à l'état de carbonate sec; et ce qu'on avait autrefois considéré comme carbonate dans cet état, est un composé triple d'alumine, d'acide carbonique et de l'alcali employé à précipiter l'alumine [2].

Esp. 3. *Borate d'alumine.* On peut former ce sel en mêlant ensemble les dissolutions de borate de soude et de sulfate d'alumine. On le dit à peine soluble dans l'eau, et incristallisable.

Esp. 4. *Silicate d'alumine.* Ce sel se produit lorsqu'on mêle ensemble du silicate de potasse et une dissolution d'alumine dans la potasse. Le silicate d'alumine se forme par degrés en une gelée qui peut être séparée par le filtre.

Esp. 5. *Silicate de potasse et d'alumine.* Le minéral bien connu sous le nom de *feldspath* est un sel triple, composé de 1 atôme de silicate de potasse, et de 3 atômes de silicate d'alumine unis ensemble

Esp. 6. *Silicate de soude et d'alumine.* Le minéral appelé *sodalite*, est un sel triple, composé de 1 atôme de silicate de soude, et 2 atômes de silicate d'alumine.

f. Phosphate. Esp. 7. *Phosphate d'alumine.* Ce sel, qui n'a encore été examiné que par Fourcroy, peut être produit en saturant l'acide phosphorique avec l'alumine. C'est une poudre insi-

---

[1] Bergman. I, 32.
[2] Journ. de Phys. LII, 28.

pide et insoluble dans l'eau. En dissolvant ce sel dans l'acide phosphorique, il donne une poudre graveleuse, et produit une liqueur gommeuse, qui se convertit par la chaleur en un verre transparent.

Esp. 8. *Sulfate d'alumine.* On prépare ce sel en dissolvant de l'alumine dans l'acide sulfurique; après avoir évaporé la dissolution à siccité, on redissout le résidu dans l'eau, et on évapore cette dissolution jusqu'à ce qu'elle cristallise. On n'avait fait que très-peu d'attention à ce sel, et on n'avait point encore appris à le distinguer de l'alun, jusqu'à l'époque où il parut dans le 22.me volume des *Annales de Chimie*, deux mémoires, l'un de Vauquelin, et l'autre de Chaptal, sur la nature de l'alun. 8. Sulphate.

Le sulfate d'alumine cristallise en feuilles minces, molles et pliantes, d'un brillant nacré, et d'une saveur astringente. Ce sel est très-soluble dans l'eau et cristallise difficilement. Chauffé, il perd son eau de cristallisation, et tombe en poussière. Une forte chaleur le décompose complètement en volatilisant son acide. Il ne s'altère point à l'air. Propriétés.

Esp. 9. *Alun.* Il n'y a pas moins de 4 sous-espèces de ce sel, qui toutes sont des sels triples. Dans deux de ces sous-espèces ils sont à l'état neutre, et dans les deux autres, à celui de sur-sels.

On peut distinguer ces variétés par les dénominations suivantes, savoir :

1. Sulfate d'alumine et de potasse. Sous-espèces.
2. Sulfate d'alumine et d'ammoniaque.
3. Sur-sulfate d'alumine et de potasse.
4. Sur-sulfate d'alumine et d'ammoniaque.

On confond ordinairement ensemble, sous le nom d'*alun* les deux dernières de ces variétés. On a appelé les deux premières *alun saturé de sa terre*, et quelquefois *alun aluminé*. Nous allons nous occuper d'abord des deux dernières variétés, comme les plus anciennement connues, et les plus importantes.

1. *Les sur-sulfates.* Le συπτηρια des Grecs, et l'*alumen* des Romains, étaient une substance native qu'on paraît avoir à-peu-près rapportée au *vitriol vert*, ou *sulfate de fer*; et qui, par conséquent, était très-différente de celle que nous appelons aujourd'hui *alun*. Le professeur Beckmann attribue la découverte de l'alun aux peuples de l'Asie; mais à quelle Alun.

époque, et par quelle circonstance eut-elle lieu? c'est ce que nous ignorons entièrement. On continua de nous l'apporter d'Orient, jusqu'au 15.e siècle, qu'il en fut établi un grand nombre de fabriques en Italie. Il y en eut dans le 16.e siècle des manufactures en Allemagne et en Espagne; et sous le règne d'Elisabeth, il en fut formé une en Angleterre, par Thomas Chalomer. On retire ordinairement l'alun du commerce des mélanges natifs de pyrites et d'argile, ou d'acide sulfurique et d'argile.

Nous avons une dissertation très-complète de Bergman[1], sur le procédé qu'on suit pour cette extraction de l'alun, de la terre, qu'on nomme communément *schiste alumineux*, parce qu'elle est de la nature de l'ardoise. Sa couleur est noirâtre, à raison des matières bitumineuses qu'elle contient. Dans la plupart des cas, il est nécessaire de la brûler avant de l'employer, ce qui s'opère au moyen d'un feu lent et étouffé. Quelquefois une longue exposition de cette terre à l'air, suffit pour produire à sa surface une efflorescence d'alun. On la lessive alors, et en mêlant avec de l'urine putréfiée ou de l'hydrochlorate de potasse l'eau de lessivage concentrée par l'évaporation, on en obtient ordinairement à-la-fois, des cristaux d'alun et de sulfate de fer.

Ce n'est que depuis peu qu'on a connaissance de la véritable composition de l'alun. On savait bien depuis long-temps que l'une de ses parties constituantes est l'acide sulfurique[2]; et il avait été prouvé d'une manière incontestable, par les expériences de Pott et de Margraff, que l'alumine était l'autre. Mais avec l'acide sulfurique et l'alumine, on ne pouvait pas former l'alun. Les fabricans de ce sel reconnurent que l'addition d'une certaine quantité de potasse, ou d'ammoniaque, ou de quelque substance contenant ces alcalis, était presque toujours indispensable; et il fut démontré que dans tous les cas où cette addition ne devenait pas nécessaire, la terre dont on retirait l'alun, contenait déjà de la potasse. On avait fait beaucoup de conjectures sur la part d'action que peut ainsi avoir la potasse, dans la formation de l'alun, lorsque Vauquelin[3], et Chaptal[4], démontrèrent les

---

[1] Opuse. I, 279.

[2] Quelques chimistes ont cru convenable d'appeler *esprit d'alun*, l'acide sulfurique obtenu par la distillation de l'alun.

[3] Ann. de Chim. XXII, 258. [4] *Ibid.* p. 280.

premiers par des expériences décisives, que l'alun est un sel triple, composé d'acide sulfurique, d'alumine, et de potasse ou d'ammoniaque, unis ensemble.

L'alun cristallise en octaèdres réguliers, consistant en deux pyramides tétraèdres appliquées base à base. Les côtés sont des triangles équilatéraux. La forme de sa molécule intégrante est, suivant Haüy, le tétraèdre régulier. Sa saveur est douceâtre, et très-astringente. Il rougit toujours les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est de 1,7109[1]. A la température de 16° centigr., il est soluble dans 15 à 20 parties d'eau, et dans les 0,75 de son poids d'eau bouillante. Il s'effleurit légèrement à l'air. Il se fond à une douce chaleur dans son eau de cristallisation. A une chaleur plus forte, il se boursouffle, il écume, et perd, principalement en eau de cristallisation, les 0,44 de son poids[2]. Ce qui reste s'appèle *alun calciné* ou *brûlé*, et s'emploie quelquefois comme corrosif. Par un feu violent, l'acide est séparé en plus grande partie. Dans ce cas, une portion de l'acide est décomposée en acide sulfureux et en gaz oxigène, ainsi que Milner l'observa le premier. Propriétés.

Quoique les propriétés de l'alun soient, dans toutes les circonstances, à-peu-près les mêmes, il a cependant été démontré par Vauquelin, qu'il s'en rencontre trois variétés dans le commerce. La première est le *sur-sulfate d'alumine et de potasse*. La seconde le *sur-sulfate d'alumine et d'ammoniaque*. La troisième, qui est un mélange, ou une combinaison des deux autres, contient l'un et l'autre alcali, la potasse et l'ammoniaque. Cette troisième variété est la plus commune de toutes; ce qui provient sans doute de ce que les fabricans d'alun emploient tout-à-la-fois l'urine et l'hydrochlorate de potasse, pour faire cristalliser leur alun. Vauquelin, Thénard et Roard ont dernièrement analysé un grand nombre d'échantillons d'alun fabriqué dans différens pays. Le résultat de leurs expériences fut qu'ils ne différaient tous que de très-peu dans la proportion de leurs parties constituantes. Le

---

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12. Vallerius la trouva de 1,719 (Chemistry, p. 266); le D.r Watson, 1,757 (Essays, V, 67); et Fahrenheit, 1,738 (Phil. Trans. LIII, 114).

[2] Bergman. I, 287.

résultat moyen de toutes les bonnes analyses faites jusqu'à présent, donne pour la composition de l'alun, savoir :

Composition.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide.... | 30,52[1]... | 26,04[2]... | 34,23[3] |
| Alumine.. | 10,50.... | 12,53.... | 10,86 |
| Potasse... | 10,40.... | 10,02.... | 9,81 |
| Eau..... | 48,58.... | 51,41.... | 45, » |
| | 100,00 | 100,00 | 99,90 |

L'analyse de Berzelius équivaut à

| | |
|---|---|
| Sulfate d'alumine. . . . . | 36,85 |
| Sulfate de potasse. . . . . | 18,15 |
| Eau. . . . . | 45, » |
| | 100,00 |

En considérant l'alun comme étant un composé de 3 atômes sulfate d'alumine, 1 atome sulfate de potasse et 23 atômes d'eau, sa constitution sera :

| | |
|---|---|
| Sulfate d'alumine. . . . . | 36,70 |
| Sulfate de potasse. . . . . | 18,88 |
| Eau. . . . . | 44,42 |
| | 100,00 |

Proportions qui se rapprochent d'assez près de l'analyse pour ne laisser aucun doute sur leur exactitude.

Il paraît, d'après les analyses et expériences de Thénard et Roard, que l'alun contient toujours un peu de sulfate de fer. Sa bonne qualité, comme mordant dans la teinture, dépend de la proportion de ce sel présent; celui qui en contient le moins est le meilleur. L'alun le plus pur de ceux qu'ils examinèrent, contenait environ $\frac{1}{2000}$ de son poids de sulfate de fer, et l'alun le moins pur $\frac{1}{1000}$. Et chaque espèce des aluns essayés, lorsque ce sel est entièrement dépouillé de sulfate de fer, agit exactement de la même manière, comme mordant[4].

Alun cubique. Lorsque dans la liqueur où l'on fait cristalliser l'alun au

[1] Vauquelin, Ann. de Chim. L, 167. Il se trouva aussi un peu d'ammoniaque dans plusieurs essais.

[2] Thenard et Roard, Ann. de Chim. LIX, 72. On évaluait l'acide au moyen du sulfate de barite, qu'ils considéraient comme ne contenant que 26 pour 100 d'acide sulfurique, tandis qu'il y en a 34. Ainsi la proportion de cet acide dans la table est trop faible.

[3] Berzelius, Ann. de Chim. LXXXII, 258.

[4] *Ibid.* LIX, 53.

moyen de la potasse, on y en ajoute une plus grande quantité qu'à l'ordinaire, la forme des cristaux n'est plus la même ; ils affectent alors celle de cubes. Cette différence dans la cristallisation constitue une quatrième sous-espèce d'alun, qu'on distingue ordinairement par le nom d'*alun cubique* ; cet alun est avec excès d'alcali.

En augmentant encore la dose de potasse, Chaptal a observé que le sel perd toute faculté de cristalliser, qu'il se précipe en flocons, et que dans cet état il constitue une cinquième sous-espèce d'alun, consistant en sulfate de potasse, combiné avec une petite proportion d'alumine.

2. *Les sulfates.* Toutes les variétés d'alun sont susceptibles de se combiner avec une dose additionnelle d'alumine, et de former, par cette combinaison, des composés parfaitement neutres. Tous possèdent à-peu-près les mêmes propriétés, et peuvent être ainsi confondus ensemble comme un seul sel. Composés neutres.

On peut former le composé neutre, en faisant bouillir une dissolution d'alun avec de l'alumine pure. Il se précipite, à mesure qu'il se produit, en une poudre blanche. On appelait autrefois cette variété, *alun saturé de sa terre;* ce sel ne cristallise point. C'est toujours une poudre sans saveur, insoluble dans l'eau, et inaltérable à l'air. Il ne peut être affecté par la chaleur qu'autant qu'elle est très violente; et dans ce cas, une partie de l'acide en est dégagé. L'acide sulfurique convertit ce sel en alun. Il est moins facilement décomposé par d'autres corps que l'alun. Plusieurs des acides dissolvent lentement sa dernière dose d'alumine, et le mettent à l'état d'alun. On n'a encore appliqué ce sel à aucun usage. Chaptal nous apprend que l'alun peut aussi se combiner avec plusieurs autres bases, et former beaucoup de sels triples qui n'ont jamais été examinés avec attention *. Propriétés.

Si l'on fait fondre ensemble dans une cuiller de fer, trois parties d'alun, et une partie de fleur de farine, ou de sucre, et qu'on fasse sécher le mélange jusqu'à ce qu'il devienne noirâtre et cesse de se gonfler; si alors, après l'avoir réduit en poudre fine, on le met dans une fiole de verre, qu'on place sur un bain de sable jusqu'à ce qu'il sorte une flamme bleue de l'orifice de la fiole; on aura par le refroidissement Pyrophore de Homberg.

* Ann. de Chim. XXII, 293.

du mélange [1], après l'avoir laissé brûler pendant une minute ou deux, une substance, connue sous le nom de *pyrophore de Homberg*, qui a la propriété de s'allumer toutes les fois qu'elle est exposée à l'air, et spécialement si cet air est humide.

Cette substance fut accidentellement découverte par Homberg, lorsque vers le commencement du 18e. siècle, il s'occupait d'expériences sur la matière fécale humaine. Après avoir distillé un mélange de cette matière et d'alun jusqu'à ce qu'il n'en obtînt plus rien par la chaleur, il fut fort étonné, lorsqu'au bout de quatre ou cinq jours il voulut retirer le résidu de la cornue, de le voir s'allumer spontanément. Bientôt après, Lémery le jeune reconnut que le miel, le sucre, la farine et presque toute autre substance animale, et végétale, pouvait être substituée à la matière fécale humaine. M. Lejoy de Suvigny fit voir depuis qu'on pouvait, dans le mélange, remplacer l'alun par plusieurs autres sels contenant l'acide sulfurique [2]; Schéele prouva qu'on n'obtient pas de pyrophore avec de l'alun dépouillé de potasse, et qu'on peut se servir de sulfate de potasse, au lieu d'alun [3]. Enfin, Proust a fait voir qu'en distillant, à une forte chaleur dans une cornue, beaucoup de sels neutres composés d'acides végétaux et de terres, on obtenait un résidu qui s'enflammait spontanément par son exposition à l'air. On ne peut plus douter, d'après les observations de Davy et de Coxe, que les propriétés de ce pyrophore ne soient dues à un peu de potassium qu'il contient, et qui est réduit, dans le procédé de préparation de la substance.

Esp. 10. *Sulfite d'alumine.* Ce sel, que Berthollet forma le premier, et qui a été décrit par Fourcroy et Vauquelin, reste, lorsqu'il a été préparé à la manière ordinaire, à l'état d'une poudre blanche, et ne cristallise pas, lors même qu'il est dissous dans un excès de son acide.

Le sulfite d'alumine est blanc et doux au toucher. Sa saveur est sulfureuse et terreuse. Il est insoluble dans l'eau. Exposé à l'air, il s'y convertit, par degrés, en sulfate. Cet

---

[1] Il faut avoir soin de ne pas le laisser trop long-temps exposé à la chaleur.

[2] Dictionnaire de Macquer.

[3] Schéele, on fire, and on pyrophorus.

effet de l'action de l'air s'opère beaucoup plus rapidement sur la dissolution du sel dans l'acide sulfureux. Lorsqu'il est chauffé, son acide se dégage, et l'alumine reste, mêlée cependant avec une petite proportion de sulfate d'alumine.

Esp. 11. *Arseniate d'alumine.* L'acide arsenique dissout facilement l'alumine nouvellement précipitée. Cette dissolution évaporée, donne une masse épaisse insoluble dans l'eau. On peut former ce sel en mêlant les arseniates alcalins avec les sulfate, nitrate, hydrochlorate ou acétate d'alumine[1].

Esp. 12. *Tungstate d'alumine.* C'est une poudre blanche insoluble.

Esp. 13. *Acétate d'alumine.* On ne peut se procurer ce sel qu'en faisant digérer de l'acide acétique sur de l'alumine récemment précipitée. On obtient, par l'évaporation de la liqueur, des cristaux aiguillés, qui sont très-déliquescens. Ce sel a une saveur astringente. Sa pésanteur spécifique est de 1,245[2]. Gay-Lussac a observé qu'en chauffant une dissolution d'acétate d'alumine, la moitié de l'alumine se précipite, mais cette quantité d'alumine est reprise lorsque la liqueur refroidit[3]. 13. Acétate.

Les parties constituantes de l'acétate d'alumine sont ainsi qu'il suit, savoir :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide. . . . | 73,81[4]. . . | 92,06[5]. . . | 85,71[6] |
| Base. . . . . | 26,19. . . . | 7,94. . . . | 14,29 |
| | 100,00 | 100,00 | 100,00 |

Esp. 14. *Benzoate d'alumine.* Ce sel forme des cristaux en dendrites. Il a une saveur acerbe et amère. Il est soluble dans l'eau, et déliquescent à l'air.

Esp. 15. *Succinate d'alumine.* Wenzel annonce que ce sel cristallise en prismes, et qu'il est aisément décomposé par la chaleur[7].

---

[1] Schéele. I, p. 160.
[2] Hassenfratz. Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[3] *Ibid.* LXXIV, 193.
[4] Richter, Statique chimique. I, 136.
[5] Wenzel, p. 157.
[6] Composition théorétique, en supposant le sel composé de 2 atômes d'acide + 1 atôme alumine.
[7] Verwandt. P. 243.

16 Camphorate. Esp. 16. *Camphorate d'alumine.* Pour préparer ce sel, on délaye dans l'eau de l'alumine précipitée par l'ammoniaque, et bien lavée, en ajoutant à ce mélange des cristaux d'acide camphorique. On le chauffe alors, on filtre et on concentre, par l'évaporation, la liqueur filtrée. Ce sel est sous la forme d'une poudre blanche; il a une saveur acide accompagnée d'amertume, qui laisse sur la langue, comme la plupart des sels alumineux, un goût astringent. L'eau, à la température de 16° centigrades, dissout les 0,02 de son poids de ce sel. L'eau bouillante s'en charge en proportion beaucoup plus considérable, mais il se précipite à mesure que la liqueur refroidit. Ce sel est très-peu soluble dans l'alcool à froid ; mais ce liquide chaud le dissout en très-grande quantité, et le sel se précipite aussi par le refroidissement de la dissolution. Le camphorate n'éprouve que très-peu d'altération à l'air. Il s'y dessèche plutôt qu'il n'en absorbe l'humidité. Lorsqu'il est exposé à la chaleur, l'acide se volatilise; mis sur les charbons ardens, il brûle avec une flamme bleue [1].

17. Subérate. Esp. 17. *Subérate d'alumine.* Ce sel ne cristallise pas. Lorsqu'on évapore sa dissolution à une douce chaleur dans un large vaisseau, le sel obtenu est jaune, transparent, d'une saveur stiptique, et laissant sur la langue un goût d'amertume. Si l'on emploie trop de chaleur, le sel se fond et noircit. Il rougit la teinture de tournesol, et attire l'humidité de l'air. Au chalumeau, il se boursouffle. l'acide se volatilise et se décompose, il ne reste que l'alumine [2].

18. Oxalate. Esp. 18. *Oxalate d'alumine.* L'acide oxalique dissout aisément l'alumine, et il se forme un sel incristallisable, mais qui se réduit, par l'évaporation, en une masse jaunâtre translucide. Ce sel est peu soluble dans l'alcool. Sa saveur est astringente et sucrée. Il est composé de

| | |
|---|---|
| 44 | Alumine. |
| 56 | Acide et eau. |
| 100 | |

Cet oxalate est déliquescent à l'air, et s'il a été bien séché

[1] Ann. de Chim. XXVII, 34.
[2] *Ibid.* XXIII. 56.

avant d'y être exposé, son poids est augmenté des deux tiers. Il rougit la teinture de tournesol[1].

Esp. 19. *Mellate d'alumine.* Lorsqu'on verse de l'acide mellitique dans du sulfate d'alumine, il se produit un précipité abondant sous la forme d'une poudre blanche floconneuse[2].

Esp. 20. *Tartrate d'alumine.* Ce sel ne cristallise pas, mais il se prend, par l'évaporation, en une masse gommeuse transparente. Sa saveur est astringente. Il se dissout dans l'eau, et n'est point déliquescent à l'air[3].

Esp. 21. *Tartrate de potasse et d'alumine* On produit ce sel triple en saturant du tartrate acide de potasse avec l'alumine. Ce sel a une ressemblance frappante avec celui qui vient d'être décrit. Thénard a observé que les alcalis ou leurs carbonates ne précipitent pas ce sel[4].

Esp. 22. *Saccho-lactate d'alumine.* C'est une poudre blanche insoluble dans l'eau.

Esp. 23. *Urate d'alumine.* Poudre blanche qui se distingue à peine, par son aspect, de l'acide urique.

Esp. 24. *Malate d'alumine.* Ce sel est presque insoluble dans l'eau; d'où il suit qu'il se précipite, lorsqu'on verse de l'acide malique dans une dissolution qui contient l'alumine. M. Chenevix a proposé l'emploi de cet acide pour séparer l'alumine de la magnésie, terres qui, comme cela est bien connu, ont une forte affinité l'une pour l'autre. 24. Malate.

Esp. 25. *Sorbate d'alumine.* Il paraît, d'après les expériences de M. Donovan, que l'acide sorbique ne peut avoir d'action sur l'alumine, ou la dissoudre. Il semblerait donc qu'il n'existe pas de sorbate d'alumine.

Esp. 26. *Zumate d'alumine.* Ce sel est inaltérable à l'air, et ressemble à de la gomme[5].

Esp. 27. *Gallate d'alumine.* Lorsqu'on mêle une petite portion d'alumine avec l'infusion de noix de galle, le tan et l'extractif sont séparés en totalité, et le liquide qui surnage est limpide et de couleur d'un vert jaunâtre pâle. Ce liquide Sur-gallate d'alumine.

---

[1] Bergman. II, 337.

[2] Vauquelin, Ann. de Chim. XXXVI, 210.

[3] Von Packen.

[4] Ann. de Chim. XXVIII, 33.

[5] Braconnot, *ibid.*, LXXXVI, 38.

donne, par l'évaporation spontanée, des petits cristaux prismatiques transparens, qui, suivant Davy, sont un sur-gallate d'alumine. Ce cas fournit le seul exemple d'un gallate susceptible d'exister à l'état de cristaux. L'alumine y est en proportion trop petite pour masquer les propriétés de l'acide.

---

Telles sont les propriétés des sels d'alumine, autant qu'ils ont été jusqu'à présent examinés. Leur composition se détermine aisément en les considérant comme étant formés d'un atôme d'alumine uni à un atôme de chacun des acides. Un atôme d'alumine pèse 2,125, et le poids d'un atôme de chacun des acides a été donné dans un chapitre précédent de ce volume.

Les teinturiers et les imprimeurs en toiles de coton, font un grand usage de plusieurs des sels d'alumine, tels que l'alun et l'acétate, comme mordans, pour fixer les différentes couleurs sur la toile. On emploie également l'alun pour la préparation du cuir et pour une grande variété d'autres objets importans dans diverses manufactures.

---

## SECTION XI.

### *Sels de Zircone.*

1. La zircone ne se dissout dans les acides que lorsqu'elle est nouvellement précipitée de ses dissolutions, et encore humide. Si elle est desséchée, et spécialement si elle est exposée à une chaleur rouge, les acides ne l'attaquent que très-difficilement.

Propriétés générales.

2. Les alcalis, les terres alcalines et les terres pures séparent la zircone de toutes ses combinaisons avec les acides.

3. Les sels de zircone sont pour la plupart insolubles dans l'eau. C'est ce qui a lieu à l'égard des sulfate, sulfite, phosphate, fluate, borate, carbonate, oxalate, citrate, saccho-lactate et gallate, qui ont cette terre pour base. L'hydrochlorate, le nitrate, l'acétate, le benzoate et le malate sont solubles dans l'eau.

4. Les sels de zircone ont une saveur astringente, âpre et désagréable, qui ressemble à celle de quelques-uns des sels métalliques.

5. Lorsqu'on verse de l'acide sulfurique dans un sel de zircone, il se produit un précipité blanc.

6. En versant du carbonate d'ammoniaque dans un sel de zircone, il se manifeste un précipité blanc, qui se redissout par l'addition d'une nouvelle portion de carbonate d'ammoniaque.

7. L'oxalate d'ammoniaque et le tartrate de potasse versés dans un sel de zircone, produisent un précipité blanc.

8. L'infusion de noix de galle précipite en blanc dans une dissolution de zircone. L'hydrosulfate de potasse ne produit pas cet effet, si la dissolution ne contient point de fer.

Esp. 1. *Nitrate de zircone.* C'est à Klaproth qu'on doit la découverte de ce sel, et c'est par Vauquelin que nous en avons eu une description détaillée. On le forme aisément en mettant de l'acide nitrique sur de la zircone nouvellement précipitée. 1. Nitrate.

Ce nitrate contient toujours un excès d'acide. Sa dissolution évaporée fournit une matière jaune transparente, excessivement ténace, visqueuse, et qui se dessèche difficilement. Il a une saveur astringente, et laisse sur la langue une matière visqueuse, qui provient d'une décomposition que lui fait éprouver la salive. Il ne se dissout qu'en très-petite quantité dans l'eau. Il y reste, en plus grande partie, sous la forme de flocons gélatineux et transparens. Comme tous les autres sels dans lesquels entre la zircone, le nitrate de cette base est décomposé par la chaleur. Il l'est également, 1.° par l'acide sulfurique, qui produit, dans sa dissolution, un précipité blanc, soluble dans un excès de cet acide; 2.° par le carbonate d'ammoniaque qui y occasionne un dépôt, qui se dissout par une dose additionnelle de ce sel; 3.° par une infusion alcoolique de noix de galle, qui y fait naître un précipité blanc, soluble dans un excès de cette infusion, à moins que la zircone ne contienne du fer; car, dans ce cas, le précipité est d'un bleu tirant sur le gris, dont une portion reste en dissolution, et donne à la liqueur une couleur bleue. Cette liqueur, mêlée avec du carbonate d'ammoniaque, fournit une matière qui paraît pourpre par la lumière transmise, et violette par la lumière réfléchie. L'acide gallique précipite aussi le nitrate de zircone en bleu grisâtre, mais la couleur n'est pas aussi belle. La plupart des autres acides végétaux décomposent ce sel, avec lesquels ils forment des combinaisons insolubles dans l'eau*. Propriétés.

* Vauquelin, Ann. de Chim. XXII, 199.

Esp. 2. *Carbonate de zircone.* Vauquelin obtint ce sel en précipitant la zircone de sa dissolution dans les acides, par des carbonates alcalins. C'est une poudre blanche insipide, composée de

| | |
|---|---|
| 44,5 | Acide et eau. |
| 55,5 | Zircone. |
| 100,0 | |

En exposant ce sel à la chaleur, l'acide carbonique est dégagé. Il se dissout dans les trois carbonates alcalins, avec lesquels il semble former des sels triples.

Esp. 3. *Borate de zircone.* C'est une poudre blanche insoluble.

Esp. 4. *Phosphate de zircone.* Poudre blanche insoluble.

5. Sulfate. Esp. 5. *Sulfate de zircone.* C'est Klaproth qui forma pour la première fois ce sel; mais Vauquelin en a donné une description plus précise. On le prépare en dissolvant la zircone dans l'acide sulfurique, et en évaporant la dissolution à siccité.

Propriétés. Ce sel est ordinairement sous la forme d'une poudre blanche. On peut cependant l'obtenir en petits cristaux aiguillés. Il est insipide et insoluble dans l'eau. Il ne s'altère point à l'air. La chaleur le décompose très-facilement; l'acide se dégage et laisse la zircone pure. Cette décomposition peut même avoir lieu dans l'eau bouillante; la terre se précipite, et l'acide reste en dissolution. Klaproth nous apprend qu'avec un excès d'acide, le sulfate de zircone forme des cristaux étoilés transparens, solubles dans l'eau, et ayant une saveur astringente[1].

Esp. 6. *Sulfite de zircone.* C'est une poudre blanche insoluble.

Esp. 7. *Acétate de zircone.* Ce sel se produit en mettant de l'acide acétique sur de la zircone nouvellement précipitée. Sa saveur est astringente. Il n'est pas susceptible de cristalliser; mais par l'évaporation à siccité, il forme une poudre qui n'attire pas l'humidité de l'air, comme l'acétate d'alumine[2]. Ce sel est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool; il n'est pas aussi facilement décomposé par la chaleur que le

[1] Journ. de Phys. XXXVI, 187.

[2] Klaproth, Journ. de Phys. XXXVI, 188.

nitrate de zircone, vraisemblablement par la raison qu'il adhère moins fortement à l'eau de dissolution*.

Esp. 8. *Benzoate de zircone.* Ce sel est soluble dans l'eau; mais il n'a pas été fait de recherches sur ses propriétés.

Esp. 9. *Oxalate de zircone.* Une poudre blanche insoluble.

Esp. 10. *Tartrate de zircone.* Poudre blanche insoluble.

Esp. 11. *Citrate de zircone.* Idem.

Esp. 12. *Saccho-lactate de zircone.* Idem.

Esp. 13. *Malate de zircone.* Ce sel est soluble dans l'eau; mais ses propriétés n'ont pas été examinées.

Esp. 14. *Gallate de zircone.* Poudre blanche insoluble.

---

## SECTION XII.

### *Sels de fer.*

On distinguait autrefois en chimie par la qualification de *martial*, les combinaisons des oxides de fer avec les acides, parce que Mars était le nom que les alchimistes donnèrent au fer. Les plus importans de ces composés ont été dès long-temps connus. Il est peu de métaux qui s'unissent plus facilement que le fer à l'oxigène, et qui soient plus susceptibles de combinaison avec les acides. On trouve donc beaucoup de sels de ce métal tout formés, ou au-moins ils s'obtiennent souvent dans la grande multiplicité d'opérations auxquelles ce métal si utile est soumis. Quelques-uns de ces sels ont été, depuis long-temps, d'une grande importance dans les manufactures. Ils sont la base de l'encre à écrire, de la teinture en noir, et l'un des ingrédiens de plusieurs autres couleurs d'impression sur toile.

Le fer est susceptible de se combiner avec deux doses d'oxigène et de s'unir dans l'un et l'autre état d'oxidation avec plusieurs des acides. Il en résulte ainsi deux séries de sels dont le fer est la base; dans l'une de ces séries, c'est son oxide noir, et dans l'autre son oxide rouge. Les chimistes avaient à peine fait attention à cette dernière espèce de sels jusqu'à l'époque où Proust, dans ses *Recherches sur le bleu de Prusse*, publiées en 1797, donna la description des pro-

---

* Vauquelin, Ann. de Chim. XXII, 206.

priétés du sel formé par la combinaison de l'oxide rouge de fer avec l'acide sulfurique, combinaison que, d'après le mode que j'ai déjà adopté, j'appellerai *persulfate de fer*. Depuis ce temps, Davy a reconnu l'existence de beaucoup d'autres de ces sels.

Les sels de fer peuvent se distinguer par les propriétés suivantes :

Caractères. 1. Ils sont pour la plupart solubles dans l'eau. Cette dissolution est, en général, d'une couleur verdâtre, ou rouge jaunâtre, et d'une saveur astringente.

2. Le ferrocyanate de potasse précipite ces dissolutions en bleu foncé, ou, au-moins, elles acquierent cette couleur par leur exposition à l'air.

3. L'hydrosulfate de potasse y produit un précipité noir.

4. L'acide hydrosulfurique les décolore presque complètement, mais il n'y occasionne pas de précipité *.

5. L'acide gallique, ou l'infusion de noix de galle, les précipite en noir, ou en pourpre, ou bien les rend susceptibles de prendre ces couleurs, lorsqu'elles sont restées pendant quelque temps exposées à l'action de l'air.

6. Le phosphate de soude, versé dans une dissolution de sel de fer, la précipite en blanc.

7. Le benzoate d'ammoniaque précipite les sels de fer en jaune.

8. Le succinate d'ammoniaque versé dans les dissolutions qui contiennent le peroxide de fer y occasionne un précipité de couleur de chair, et le fer se dépose en totalité; mais cet effet n'a pas lieu lorsque la dissolution ne contient que le protoxide de fer.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de fer.* L'acide nitrique, dans son plus grand état de concentration, n'agit que lentement sur le fer; mais lorsque cet acide est d'une force médiocre, son action sur le métal est des plus promptes et des plus vives. Il se dégage un torrent prodigieux de gaz, que le docteur Priestley a reconnu être un mélange de protoxide et de deutoxide d'azote. Par cette action de l'acide sur le fer, ce métal est oxidé au maximum, et il se précipite une poudre rouge qui consiste

* Il faut en excepter les sels de fer oxigénés, dont l'acide hydrosulfurique précipite les dissolutions. Ce précipité est le soufre qui se sépare par la décomposition de l'acide hydro-sulfurique. Le sel perd en même-temps une portion de son oxigène.

vraisemblablement dans un pernitrate avec excès de base. Ces phénomènes étaient connus depuis long-temps; mais ce ne fut que par les recherches de Proust sur les prussiates de fer, que les chimistes conçurent bien l'existence de deux sels, consistans dans cet acide combiné avec chacun des oxides de fer; c'est le pernitrate de fer qu'on obtient par le procédé ordinaire. Proust ne fit qu'annoncer l'existence du nitrate simple, que Davy a examiné depuis.

1. *Protonitrate de fer.* Lorsqu'on verse sur du fer, de l'acide nitrique, d'une pesanteur spécifique de 1,16, l'effet de son action sur le métal ne se manifeste que lentement. Il n'y a, pendant quelque temps, aucun dégagement. La liqueur devient d'un brun olive obscur, à raison du deutoxide d'azote qu'elle tient en dissolution; mais par son exposition à l'air, cette couleur s'affaiblit, parce qu'alors le gaz se combinant avec l'oxigène est converti en acide nitrique. Les alcalis produisent, dans la dissolution nitrique de fer, un précipité vert pâle, qui est le fer dans son état d'oxidation au minimum. Cette dissolution absorbe le deutoxide d'azote. On ne peut la concentrer, ni même la chauffer, sans opérer la conversion du sel en pernitrate *. Formation.

2. *Pernitrate de fer.* Ce sel est celui qu'on obtient lorsqu'on traite le fer avec l'acide nitrique concentré, ou bien, lorsque le nitrate est exposé à la chaleur ou abandonné à l'air. La dissolution est de couleur brune et ne donne pas de cristaux. Lorsqu'on l'évapore, elle laisse déposer une poudre rouge qui n'est plus soluble dans l'acide nitrique. En concentrant cette liqueur, elle prend quelquefois la forme d'une gelée. Lorsqu'on l'expose à une forte chaleur, l'acide se dégage et l'oxide reste sous la forme d'une poudre d'un beau rouge. Ainsi, en évaporant la dissolution nitrique à siccité, et en faisant digérer le résidu dans l'eau, on sépare le fer des terres avec lesquelles il peut se trouver mêlé. Ce moyen, que Bergman recommande, est celui qu'employaient autrefois les chimistes pour cet objet. L'acide nitrique dissout d'abord, tout-à-la-fois, et le fer et les terres; par l'évaporation à siccité de cette dissolution, et par une forte chaleur, le nitrate de fer est décomposé, tandis que les nitrates terreux restent sans Propriétés.

* Davy's Researches, p. 187.

avoir éprouvé d'altération. Ils sont, en conséquence, dissous par l'eau avec laquelle on lave le résidu de l'évaporation, et séparés ainsi, par ce liquide, de l'oxide rouge de fer, qu'il laisse sans l'attaquer.

a. Carbonate. Esp. 2. *Carbonate de fer.* L'acide carbonique liquide, mis en contact avec le fer, l'attaque lentement; mais au bout de quelque temps il en a dissous une quantité suffisante pour avoir acquis une saveur sensible d'eau ferrée. Lorsque cette dissolution est exposée à l'air, le fer s'en précipite peu-à-peu à l'état d'oxide [1], et lorsqu'on la fait bouillir, il se dépose sous la forme d'une ocre jaune, retenant encore une portion d'acide. Ce carbonate existe souvent natif dans les eaux minérales. On peut aussi former le carbonate de fer en précipitant le sulfate de fer par un carbonate alcalin. Dans ce cas, le sel est toujours sous la forme d'une masse verte, ou à l'état d'un hydrate, qui prend insensiblement la couleur noire, s'il est garanti du contact de l'air.

On a trouvé le carbonate de fer natif, en cristaux rhomboïdaux, à Eulenloh en Bareuth; ce minéral a été dernièrement décrit et analysé par Bucholz. Ses cristaux sont un peu transparens, d'une couleur jaune verdâtre et d'une pesanteur spécifique de 3,333. Ils sont cassans et se réduisent facilement en poudre. Ils se dissolvent lentement dans les acides, et sont composés, suivant Bucholz, de

| | |
|---|---|
| 36,0 | Acide. |
| 59,5 | Protoxide. |
| 2,0 | Eau. |
| 97,5 | |

Les parties constituantes doivent être, savoir :

| | |
|---|---|
| Acide carbonique..... | 37,93 |
| Protoxide de fer..... | 62,07 |
| | 100,00 |

L'eau n'est, sans doute, que mécaniquement mêlée. Ce minéral, chauffé au rouge, a la propriété remarquable de devenir un aimant permanent [2].

Rouille. On peut considérer la rouille comme étant un carbonate de fer; car elle consiste dans l'oxide de ce métal combiné

[1] Bergman. I. 33.
[2] Bucholz, Gehlen's Journ. I, 231.

avec l'acide carbonique. Elle se dissout, par conséquent, avec effervescence dans les acides; il s'en dégage, lorsqu'elle est chauffée, de l'acide carbonique; et le résidu, dans ce cas, est de l'oxide noir de fer [1]. Sa couleur brune semble être due à la présence de l'eau. Il existe également un sous-carbonate de fer qui, d'après les expériences de Bergman, paraît être composé d'environ

24 Acide.
76 Oxide.
100 [2]

Le liquide connu sous le nom de teinture martiale de Stahl, parce que ce fut ce chimiste illustre qui en fit la découverte, n'a pas été examiné par les chimistes modernes; mais il paraît être un composé salin triple, ou plutôt quadruple. On le forme en versant une dissolution de pernitrate de fer dans du carbonate de potasse liquide. Il se précipite d'abord une poudre rouge, qui se redissout par l'agitation du mélange. Ce liquide est par conséquent un *pernitrocarbonate de potasse et de fer;* mais la combinaison n'est pas permanente, car ce liquide dépose promptement une poudre rouge. Teinture martiale de Stahl.

Esp. 3. *Borate de fer.* L'acide borique n'agit que très-faiblement sur le fer; mais on peut former très facilement le borate de fer, en versant du borate de soude dans une dissolution de sulfate de fer : il se précipite immédiatement une poudre d'un jaune pâle qui est ce borate. Il est insoluble dans l'eau. Au chalumeau, il se fond aisément en un globule vitreux [3]. 3. Borate.

Esp. 4. *Phosphate de fer.* L'action de l'acide phosphorique sur le fer est très-faible. Cependant, lorsque ce métal reste pendant long-temps en contact avec l'acide phosphorique, ou même avec les dissolutions des sels qui contiennent cet acide, il finit par être oxidé et converti en phosphate de fer. On ne s'est pas beaucoup occupé des propriétés du fer phosphaté. Schéele a fait voir que l'acide phosphorique se combine avec l'un et l'autre des oxides de ce métal avec lesquels, par conséquent, il forme un *phosphate* et un *per-* 4. Phosphate.

[1] Fourcroy VI, 215.
[2] Bergman, II, 392.
[3] Schéele, Crell's Annals. I, 114. Eng. Trans.

Variétés. *phosphate* de fer. Fourcroy et Vauquelin ont reconnu deux variétés de ce dernier sel, dont l'une avait déjà été décrite par Bergman, Meyer, Klaproth et Schéele, et dont l'autre, avec excès de base, c'est-à-dire à l'état d'un *sous-perphosphate*, a été, pour la première fois, observée par ces deux chimistes.

Phosphate de fer. 1. Lorsqu'on mêle une dissolution dans l'eau de sulfate de fer avec une dissolution de phosphate de potasse, on obtient, sous la forme d'une poudre bleue, un précipité qui est le phosphate de fer. Cette poudre est insoluble dans l'eau et ne perd point sa couleur par son exposition à l'air [1]. Le phosphate de fer existe natif. Il constitue la matière colorante du minéral bleu appelé *bleu de Prusse natif*, qui se rencontre dans les terrains marécageux, et dont Klaproth fit le premier l'analyse. Ce bleu de Prusse natif, souvent incolore d'abord lorsqu'on le retire de la terre, devient bleu par son exposition à l'air. On n'a pas fait de recherches sur la cause de ce changement.

On a trouvé dernièrement le phosphate de fer natif en petits cristaux prismatiques. Des échantillons en ont été apportés du Brésil et de l'Ile-de-France. Sa couleur est d'un bleu léger. Il est en partie transparent et en partie opaque. Au chalumeau, il coule en un globule métallique. Chauffé, il prend la couleur rouge du peroxide de fer. Il se dissout facilement dans l'acide nitrique. Sa pesanteur spécifique est de 2,6. D'après l'analyse que Laugier en a faite, et qui a été confirmée par les résultats des expériences de Fourcroy et Vauquelin, ce sel est composé de

| | |
|---|---|
| 21 | Acide. |
| 45 | Protoxide. |
| 34 | Eau. |
| 100 [2]. | |

J'ai examiné le phosphate de fer, qu'on forme artificiellement en mêlant ensemble des dissolutions de sulfate de fer et de phosphate de soude, et je l'ai trouvé composé de poids égaux d'acide et de base, ou de 1 atôme acide + 1 atôme protoxide.

2. *Perphosphate de fer.* On prépare aisément ce sel en

[1] Schéele, Crell's Annals. I, 115. Engl. Trans.
[2] Ann. de Chim. L, 214.

mêlant ensemble des dissolutions de perhydrochlorate de fer et de phosphate de potasse ou de soude. Il se précipite immédiatement une poudre blanche, qui est le perphosphate de fer. Ce sel, comme presque tous les phosphates, est soluble dans les acides; mais il est précipité par l'ammoniaque sans être décomposé. Il est presque insoluble dans l'eau, et il exige plus de 1500 parties de ce liquide pour s'y dissoudre. A une très-forte chaleur, il se fond en un globule d'un gris cendré [1]. Lorsqu'après l'avoir mêlé avec du charbon, on le chauffe au rouge, il est transformé en un phosphure de fer.

3. *Sous-perphosphate de fer.* En traitant le perphosphate de fer avec les alcalis fixes purs, on en sépare une poudre rouge, ou plutôt d'un rouge brunâtre, et l'alcali se combine avec l'acide phosphorique. Fourcroy et Vauquelin, qui ont examiné cette poudre, ont trouvé qu'elle contient encore une portion d'acide. C'est donc simplement un perphosphate avec excès de base. Ce sel est à peine soluble dans les acides ou dans l'eau.

Esp. 5. *Sulfate de fer.* L'acide sulfurique concentré n'agit que très-lentement sur le fer; mais à l'aide de la chaleur, le métal est oxidé avec dégagement de gaz acide sulfureux. L'action est beaucoup plus prompte et plus vive, et la quantité du gaz qui se développe est plus considérable, si c'est de l'acide sulfurique étendu qu'on emploie. Dans ce cas, l'eau est décomposée, son oxigène se combine avec le fer, et son hydrogène se dégage. La dissolution est de couleur verte, et en l'évaporant immédiatement elle donne des cristaux de *sulfate* de fer; mais si on la laisse exposée à l'air, elle en attire, par degrés, l'oxigène; et le sel est transformé en un *persulfate*, à moins qu'il ne contienne un excès d'acide; ce qui retarde l'effet de ce changement et empêche même qu'il n'ait lieu, si cet excès est assez considérable. 5. Sulfate.

1. *Sulfate de fer.* Ce sel était connu des anciens. Pline en fait mention sous les noms de *misy*, *sory* et *calchantum* [2]. Dans le commerce on lui donne ordinairement ceux de *vitriol vert* ou *couperose verte*. Ce n'est pas en dissolvant le fer dans l'acide sulfurique qu'on prépare en grand le sulfate de fer. On le retire des pyrites dans les lieux où elles se Histoire.

---

[1] Bergman. III, 118.
[2] Lib. XXXIV, c. 12.

trouvent natives en grande abondance. On en forme de grands tas qu'on laisse exposés à l'air en les arrosant d'eau; ils se recouvrent à la longue d'une croûte de sulfate de fer: on les lessive alors avec de l'eau; et en faisant évaporer cette dissolution, on en obtient le sel en cristaux. Dans quelques circonstances, on juge nécessaire de griller les pyrites avant de les soumettre à cette décomposition spontanée; et c'est très-vraisemblablement lorsqu'elles sont compactes, et qu'elles ne contiennent point du tout de fer non combiné. La pyrite est en effet un bisulfure de fer. Le grillage la réduit à l'état de sulfure dont la décomposition est très-facile. Les eaux de lessivage contiennent toujours un excès d'acide. Il convient, en conséquence, d'y ajouter du vieux fer pour que le sel s'y forme en cristaux.

Propriétés. Le sulfate de fer est d'un beau vert. Ses cristaux sont des prismes rhomboïdaux, transparens, dont les faces, qui sont des rhombes à angles de 79°,50′ et de 100°,10′, ont entre elles des inclinaisons à angles de 98°,37′ et de 81°,23′ [1]. Ce sel, dont la saveur est très-forte et très-styptique, rougit toujours les couleurs bleues végétales. Sa pesanteur spécifique est de 1,8399 [2] Il se dissout dans environ deux parties d'eau froide et dans les 0,75 de son poids d'eau bouillante. Il est insoluble dans l'alcool. Exposé à l'air, il y devient par degrés opaque à sa surface, qui se recouvre d'une poudre jaune. Cet effet provient de ce qu'il absorbe de l'oxigène, et qu'il est en partie converti en persulfate. Il a beaucoup plus promptement et plus complètement lieu, lorsque le sel est humecté d'eau. Ce fut Schéele qui donna le premier l'explication de ces phénomènes.

Le sulfate de fer, lorsqu'il est chauffé, se fond et perd peu-à-peu son eau de cristallisation. Par une plus forte chaleur l'acide sulfurique s'en dégage, et laisse une poudre rouge, connue autrefois sous le nom de *colchotar de vitriol*, qui est ou un mélange d'oxide rouge de fer et de persulfate, ou un oxide pur, selon le degré de chaleur appliqué au sulfate de fer. Si c'est à la distillation qu'on le soumet, il passe d'abord une

---

[1] Haüy, Journ. des Mines. An V, p. 542.

[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12. Suivant Wallérius, cette pesanteur spécifique est de 1,880 (Chemiæ, p. 266); elle est, selon Watson, de 1,812, et devient de 2,636 lorsqu'il est calciné au blanc (Essais, V, 67).

eau légèrement acidulée avec l'acide sulfurique, et ensuite un acide très-fort et fumant, qu'on distinguait autrefois par le nom d'*huile de vitriol glaciale*, et qu'aujourd'hui on sait être un composé des acides sulfurique très-concentré et sulfureux. Le résidu dans la cornue est le même mélange d'oxide et de persulfate, qu'on obtient par la calcination du sel à l'air. Cette décomposition, qu'éprouve le sulfate de fer, lorsqu'il est chauffé, le rend susceptible, dans beaucoup de cas, et à une température élevée, de produire à-peu-près les mêmes effets que l'acide sulfurique; et c'est par cette raison que les manufacturiers en substituent souvent l'emploi à celui de l'acide, pour opérer la séparation d'acides plus faibles, de leurs bases.

Le sulfate de fer, d'après les analyses les plus exactes qui ayent été faites jusqu'à présent de ce sel, est composé ainsi qu'il suit, savoir :

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide..... | 26[1] | 26,7[2] | 28,9[3] | 28,77[4] | Composition: |
| Base..... | 28 | 28,3 | 25,7 | 25,89 | |
| Eau..... | 46 | 45,0 | 45,4 | 45,34 | |
| | 100 | 100,0 | 100,0 | 100,00 | |

A une chaleur modérée, les cristaux de sulfate de fer commencent par devenir blancs. Le même changement se remarque dans la couleur de ce sel, lorsqu'on le met, à l'état de poudre, en infusion dans l'alcool. Il est donc évident que la couleur de ce sel passe, par la séparation de son eau, du vert au blanc; et si, sur sa poudre devenue blanche, on verse de l'eau, la couleur verte se rétablit.

Le sulfate de fer est décomposé par les phosphates et borates alcalins, ainsi que par le plus grand nombre de ceux des sels dont la base forme avec l'acide sulfurique un composé insoluble, tels que les nitrates d'argent, de plomb, de barite, etc.

2. *Persulfate.* Il y a trois sous-espèces de ce sel, savoir : le *persulfate neutre*, le *tri-persulfate* et le *sous-bipersulfate.*

---

[1] Kirwan on mineral Waters, table IV.
[2] Mon analyse
[3] Berzelius, Ann. de Chim. LXXXII, 120.
[4] Composition théorétique, dans la supposition que c'est un composé de 1 atôme acide, 1 atôme protoxide, et 7 atômes d'eau.

Le persulfate neutre se produit, lorsqu'on met en digestion dans un flacon de l'acide sulfurique concentré sur le peroxide de fer. Il se forme un précipité blanc, qui n'a pu être examiné; mais on ne peut douter que si l'acide et l'oxide étaient employés dans les proportions convenables, le composé serait neutre. En versant de l'eau sur le précipité, il se produit un liquide laiteux, qui se sépare, par degrés, en deux sels; un sous-sel, qui se dépose à l'état d'une poudre rouge, et un sur-sel, qui reste en dissolution dans l'eau, en lui donnant une couleur rouge. J'imagine que la matière blanche orginale est un hydrate persulfaté La raison pour laquelle le persulfate neutre ne peut être examiné, c'est qu'il est toujours décomposé, lorsqu'on le mêle avec l'eau.

Sous-bipersulfate.

Si l'on fait dissoudre du protosulfate de fer cristallisé, dans une eau acidulée par l'acide nitrique, et évaporée avec précaution jusqu'à siccité, en ayant soin de chasser tout l'acide nitrique, mais en n'élevant pas assez la température pour qu'il se dégage de l'acide sulfurique, le protoxide de fer est transformé en peroxide. En mettant de l'eau sur cette masse, il s'en dissout les trois quarts, et le quart qui reste est insoluble dans l'eau. Cette portion insoluble, est une poudre d'un jaune rougeâtre, n'ayant ni saveur ni odeur. Il est probable que le vitriol vert peut être converti dans cette matière par l'application d'une chaleur convenable. Ce sel est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Oxide rouge de fer..... | 20..... | 80 |
| Acide sulfurique..... | 5..... | 20 |
| | 25 | 100 |

Or, un atôme d'oxide rouge de fer pèse 10, et un atôme d'acide sulfurique 5. D'où il suit évidemment que la poudre est un composé de deux atômes de base + un atôme acide, ou que c'est un sous-bipersulfate.

La portion dissoute dans l'eau est rouge avec une teinte jaune. Sa saveur est très-astringente, et très-acerbe. Lorsqu'après avoir été évaporée à siccité, on l'expose à l'air, elle en attire promptement l'humidité et devient déliquescente. Elle est soluble dans l'alcool, et elle ne cristallise pas. Lorsqu'on la soumet à l'action d'une forte chaleur, elle abandonne une portion de son acide. Si alors on verse de l'eau dessus, il en

reste une partie non-dissoute, à l'état d'un sous-bipersulfate. Les parties constituantes du sel soluble, sont :

| | | |
|---|---|---|
| Peroxide de fer..... | 30.... | 40 |
| Acide sulfurique.... | 45.... | 60 |
| | | 100 |

Or, 30 de peroxide de fer représentent 3 atômes, et 45 d'acide sulfurique 9. Donc le sel est un composé de 3 atômes peroxide + 9 atômes acide, ou de 1 atôme peroxide + 3 atômes acide; c'est par conséquent un tripersulfate de fer.

Esp. 6. *Sulfite de fer.* On ne peut former ce sel qu'en faisant dissoudre, dans l'acide sulfureux, le protoxide de fer récemment précipité. Ce sel est insoluble dans l'alcool, et par son exposition à l'air, il se convertit en sulfate de fer.

Esp. 7. *Hypo-sulfite de fer.* L'action de l'acide sulfureux sur le fer est très-vive et très-prompte; elle donne lieu à un dégagement considérable de calorique; et la dissolution, de couleur brune d'abord, passe par degrés au vert. Pendant cette dissolution, il ne se dégage que quelques bulles de gaz hydrogène lorsqu'elle commence à s'opérer. Le fer est oxidé aux dépens de l'acide, dont la moitié de l'oxigène se combine avec le fer, ce qui le met ainsi à l'état d'oxide noir, tandis que le soufre et le surplus de l'oxigène s'unissent avec l'oxide de fer. Ainsi donc le sel qu'on obtient par ce procédé n'est pas un sulfite de fer, mais un hyposulfite de ce métal. Ce fut Berthollet qui remarqua et décrivit le premier ces phénomènes [1]. Si l'on verse dans cette dissolution des acides sulfurique ou hydrochlorique, le gaz acide sulfureux est dégagé avec effervescence; et si l'un ou l'autre de ces acides ajoutés est en quantité suffisante, une portion du soufre se précipite. 7. Hypo-sulfite.

La dissolution du fer dans l'acide sulfureux étant exposée à l'air, il s'y forme des cristaux d'hyposulfite de fer, et elle dépose, en même-temps, une poussière rouge, qui consiste probablement dans un *perhyposulfite* de fer avec excès de base. Les cristaux dissous dans l'eau et exposés à l'air, s'y convertissent par degrés en sulfate de fer [2]. Variétés.

---

[1] Ann. de Chim. II, 58.
[2] Fourcroy. VI, 200.

8. Arseniate. Esp. 8. *Arseniate de fer.* En faisant digérer le fer à chaud avec l'acide arsenique, ce métal est dissous; et si l'opération se fait à vaisseaux ouverts, la dissolution finit par se prendre en une gelée ; ce qui n'a pas lieu, si la digestion a été faite dans un matras bien fermé. En distillant ensemble, jusqu'à siccité, une partie de limaille de fer, et quatre parties d'acide arsenique, il y a inflammation du mélange, et en même-temps sublimation d'arsenic et d'oxide blanc d'arsenic [1]. Il en résulte donc que l'acide arsenique est capable, ainsi que d'autres acides, de se combiner avec l'un et l'autre des oxides de fer, et de former un *arseniate* et un *perarseniate* de fer. On trouve ces deux sels natifs dans le Cornouailles. Ils ont été dernièrement décrits et analysés avec grand soin, par Bournon et Chenevix.

1. *Arseniate de fer.* Ce sel se produit sous la forme d'un précipité pulvérulent, insoluble dans l'eau, lorsqu'on mêle ensemble des dissolutions d'arseniate d'ammoniaque et de sulfate de fer. Il existe dans la nature cristallisé en cubes, dont quelques échantillons ont leurs angles alternes tronqués. Leur couleur est ordinairement d'un vert foncé, et leur pesanteur spécifique de 3. [2] En les chauffant, le fer attire l'oxigène de l'acide, et passe ainsi à l'état d'oxide rouge, tandis que l'oxide blanc d'arsenic se sublime. Ce sel natif est assez habituellement sali par un peu de cuivre. Sa composition, lorsqu'il est formé artificiellement, consiste, suivant l'analyse de Chenevix, en

| | |
|---|---|
| 38 | Acide. |
| 43 | Oxide. |
| 19 | Eau. |
| 100 | |

Le même chimiste, exact, a trouvé que la proportion des parties constituantes du sel natif ( abstraction faite de ce qui peut le rendre impur ) était d'environ

| | |
|---|---|
| 36 | Acide. |
| 52 | Oxide. |
| 12 | Eau. |
| 100 [3] | |

[1] Schéele. I, 177.
[2] Bournon. Phil. Trans. 1801, p. 190.
[3] *Ibid.* p. 220.

2. *Perarseniate de fer.* On peut former ce sel, soit en précipitant le persulfate de fer par l'arseniate d'ammoniaque, soit en faisant bouillir l'arseniate de fer dans l'acide nitrique. On rencontre quelquefois l'arseniate natif transformé dans ce sel par l'absorption de l'oxigène de l'air. Il est alors d'une couleur rouge brunâtre. Suivant l'analyse de Chenevix, le perarseniate artificiel est composé de

| | |
|---|---|
| 42,4 | Acide. |
| 37,2 | Oxide. |
| 20,4 | Eau. |
| 100,0 [1]. | |

Esp. 9. *Antimoniate de fer.* L'antimoniate de potasse précipite le fer en un blanc parfait, et l'antimoniate de fer retient cette couleur blanche pendant tout aussi long-temps qu'il est sous l'eau : mais lorsqu'il est séché à l'air, sa couleur passe au gris jaunâtre. Chauffé, il abandonne de l'eau et devient rouge. Au chalumeau sur un charbon, il est réduit, l'antimoine est volatilisé et le fer reste, attirable à l'aimant [2]. 9. Antimoniate

Esp. 10. *Chromate de fer.* En versant du chromate de potasse dans une dissolution de sulfate de fer, il se produit un précipité fauve, qui contient l'oxide de chrome. D'où il paraît que l'oxide noir de fer décompose l'acide chromique. Alors le chromate de fer n'existe pas [3] : on réussirait probablement à former un perchromate de fer, en substituant le persulfate de fer au protosulfate de ce métal.

Esp. 11. *Molybdate de fer.* Les molybdates alcalins précipitent le fer, en brun, de sa dissolution dans les acides [4].

Esp. 12. *Tungstate de fer.* Ce sel, qu'on trouve natif, est connu des minéralogistes, sous le nom de *wolfram*. On peut le former artificiellement en précipitant le sulfate de fer par les tungstates. Ce précipité est une poudre insoluble, qui a des propriétés analogues à celles du tungstate de fer natif. Mais comme celui-ci contient aussi du manganèse, et que par conséquent ce n'est point un tungstate de fer pur, il paraîtra sans doute convenable d'en renvoyer la description à une autre partie de cet ouvrage.

---

[1] Phil. Trans. 1801, p. 225.
[2] Berzelius, Nicholson's Journ. XXXV, 42.
[3] Vauquelin, Ann. de Chim. LXX, 70.
[4] Schéele. I, 248.

13. Acétate. Esp. 13. *Acétate de fer.* L'acide acétique dissout rapidement le fer et avec effervescence ; et, ainsi que les autres acides, il forme un sel avec chacun des oxides de ce métal ; mais les propriétés de ces sels n'ont pas été examinées avec beaucoup d'attention.

1. *Acétate de fer.* Davy assure qu'on peut aisément se procurer ce sel, en dissolvant du sulfure de fer dans l'acide acétique [1]. Cette dissolution donne, par l'évaporation, des cristaux de couleur verte, ayant la forme de petits prismes. Ce sel a une saveur douceâtre et styptique. Sa pesanteur spécifique est de 1,368 [2]. Par son exposition à l'air, ou par l'application de la chaleur, il se convertit en *peracétate.* Pendant que le changement a lieu, il se précipite un sous-peracétate rouge.

2. *Peracétate de fer.* C'est une dissolution de couleur brune rougeâtre, incapable de donner des cristaux, et se prenant en gelée par l'évaporation. Ce sel est déliquescent; il est employé de préférence à tout autre sel oxigéné de fer par les imprimeurs en calicots, parce qu'il est plus facilement décomposé. Ils le préparent, soit en mêlant ensemble des dissolutions de sulfate de fer et d'acétate de plomb, et en laissant le mélange exposé à l'air, soit en dissolvant du fer dans de l'acide acétique impur obtenu par la distillation du bois.

Les acétates de fer sont décomposés par la chaleur, et le fer est mis à l'état d'oxide, rouge ou noir, suivant qu'elle est plus ou moins forte.

Esp. 14. *Benzoate de fer.* Ce sel est une poudre jaune, insoluble dans l'eau. Il existe, suivant Trommsdorf, un surbenzoate soluble dans l'eau et dans l'alcool, susceptible de cristalliser et s'effleurissant à l'air [3].

15. Succinate de fer. Esp. 15. *Succinate de fer.* L'oxide de fer se dissout dans l'acide succinique; et la dissolution, évaporée, donne de petits cristaux bruns, transparens, radiés, qui sont le succinate de fer [4]. Le persuccinate de fer est insoluble dans l'eau; et, par conséquent, l'acide succinique sépare le fer de toutes autres dissolutions. En versant du succinate de soude dans des dissolutions qui contiennent du peroxide

---

[1] Journ. of the royal instit. I, 308.
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[3] Ann. de Chim XI, 314.
[4] Wanzel, Verwandtschaft, p. 240 ; Grindel's *edit.*

de fer, le persuccinate de fer s'y précipite en flocons légers d'un rouge brunâtre.

Ce sel est composé de

| | |
|---|---|
| 61,5 | acide et eau. |
| 38,5 | oxide. |
| 100,0 [1] | |

Gehlen a fait voir que le fer peut être séparé très-complètement du manganèse, par le moyen du succinate de soude. Pour y réussir, la dissolution en doit être neutre, et le fer oxidé au maximum [2].

Esp. 16. *Bolétate de fer.* Le bolétate d'ammoniaque n'occasionne aucun précipité dans le protosulfate de fer ; mais il sépare, à l'état d'une poudre rouge, tout le fer du persulfate. Comme ce sel ne produit aucun changement avec la chaux, l'alumine ou le manganèse, on peut l'employer pour séparer le fer d'autres corps [3].

Esp. 17. *Subérate de fer.* L'acide subérique fait passer le sulfate de fer au jaune foncé, mais il ne produit point de précipité [4].

Esp. 18. *Oxalate de fer.* L'action de l'acide oxalique sur le fer est très-rapide. Il dissout ce métal avec effervescence, et forme avec chacun de ses oxides, un sel particulier. 18. Oxalate.

1. L'*oxalate* s'obtient en dissolvant le fer ou son oxide noir dans cet acide, et en évaporant la dissolution. Il s'y forme des cristaux prismatiques, de couleur verte, d'une saveur astringente, sucrée. Ces cristaux sont très solubles dans l'eau lorsqu'ils sont avec excès d'acide. Chauffés, ils se réduisent en poussière. Ils sont composés de

| | |
|---|---|
| 55 | Acide. |
| 45 | Oxide. |
| 100 | |

2. *Le peroxalate* peut se former en dissolvant l'oxide rouge de fer dans l'acide oxalique, ou en exposant à l'air le

---

[1] Gehlen, Klaproth's Beitrage. III, 63.
[2] Bucholz, Gehlen's Journ. II, 515.
[3] Braconnot, Ann. de Chim. LXX, 278.
[4] Bouillon-Lagrange, *ibid.* XXIII, 48.

premier sel en digestion à chaud. Il est sous la forme d'une poudre jaune à peine soluble dans l'eau, et incristallisable [1].

L'acide oxalique dissout aisément les oxides de fer, même dans leur état de combinaison avec l'acide gallique. C'est par cette raison qu'on l'emploie souvent pour enlever les taches d'encre de dessus le linge. On vend ordinairement en Angleterre, pour cet objet, le sur-oxalate de potasse, sous le nom de *sel essentiel de citrons*.

Esp. 19. *Mellate de fer.* L'acide mellitique précipite le fer de sa dissolution dans l'acide nitrique, à l'état d'une poudre jaune isabelle, qui se redissout par une addition d'acide hydrochlorique [2].

Esp. 20. *Tartrate de fer.* L'acide tartarique dissout le fer avec effervescence, et se combine avec chacun de ses oxides.

1. Le *tartrate de fer* peut être formé, suivant Retzius, en ajoutant de l'acide tartarique à une dissolution de sulfate de fer, et en chauffant le mélange. Il s'y dépose des cristaux en lames, peu solubles dans l'eau, qui ont les propriétés du tartrate de fer.

2. *Pertartrate.* Ce sel se produit ordinairement sous la forme d'une gelée, par l'évaporation d'une dissolution du fer dans l'acide tartarique. Il est de couleur rouge et ne cristallise point.

Esp. 21. *Citrate de fer.* Ce sel n'a été examiné que par Vauquelin. La dissolution du fer par l'acide citrique s'opère lentement. Elle est de couleur brune, et dépose des petits cristaux de citrate de fer. Evaporée à siccité, elle laisse une masse noire comme de l'encre, ductile lorsqu'elle est encore chaude, et cassante lorsqu'elle est refroidie. Cette masse est évidemment le percitrate de fer. Elle est astringente et très-soluble dans l'eau.

Esp. 22. *Rheümate de fer.* L'acide rheümique dissout le fer, et cette dissolution produit des cristaux permanens, dont la forme n'a pas été déterminée. Ce sel a une saveur caustique [3].

---

[1] Bergman. I. 268.
[2] Klaproth's Beitrage. III, 131.
[3] Annals of Philosophy. VIII, 252.

Esp. 23. *Saccho-lactate de fer.* L'acide saccho-lactique ne précipite point le fer de sa dissolution dans l'acide sulfurique [1].

Esp. 24. *Malate de fer.* L'acide malique forme avec le fer une dissolution de couleur brune qui ne cristallise point [2].

Esp. 25. *Lactate de fer.* L'acide lactique dissout le fer; et cette dissolution forme un liquide brun insoluble dans l'alcool, et qui ne donne point de cristaux [3].

Esp. 26. *Zumate de fer.* L'acide zumique dissout rapidement le fer, à l'aide de la chaleur. La liqueur, abandonnée à elle-même, laisse déposer un grand nombre de petits cristaux en fines aiguilles tétraèdres. Ce sel est inaltérable à l'air. Il est à peine soluble, et il ne contient presque point d'eau de cristallisation. Si on l'expose à la flamme de la bougie, il ne fond point; mais il brûle avec flamme, et laisse du peroxide de fer. Sa couleur est blanche d'abord; mais lorsqu'il a été dissous deux ou trois fois dans l'eau, il se partage en deux sous-espèces; la première, d'un brun jaunâtre, soluble dans l'eau, cristallise difficilement, et l'autre, qui contient un excès d'oxide, est blanche. 26. Zumate.

L'acide zumique, uni au peroxide de fer, fournit un sel brun, incristallisable [4].

Esp. 27. *Gallate de fer.* Proust a observé le premier que l'acide gallique ne précipite point les sels de fer, qui contiennent ce métal à l'état d'oxide noir. Il s'ensuit que le gallate de fer, formé dans ces cas, est très-soluble dans l'eau, et qu'il ne la colore pas; mais lorsqu'on verse de l'acide gallique dans la dissolution de sels de fer oxigénés, cette dissolution devient noire, et il s'y forme immédiatement un précipité noir, que produit la combinaison de l'acide gallique avec l'oxide rouge de fer. Mais ce précipité est en poudre si fine et si légère, qu'il reste, en grande partie, suspendu pendant long-temps dans la liqueur; et que pour peu qu'on y ajoute un mucilage ou un sirop, il y reste totalement ainsi. C'est cette dissolution, tenant le précipité noir en suspension, qui constitue l'encre à écrire. Mais cette encre se fait ordinairement en mêlant du sulfate de 27. Gallate. Encre à écrire.

---

[1] Schéele. II, 80.
[2] Schéele, Crell's Annals. II, 10. Engl. Trans.
[3] Schéele. II, 65.
[4] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 94.

fer du commerce avec une dissolution saturée de noix de galle. Or, le sulfate de fer du commerce étant un mélange de sulfate et de persulfate de fer, la portion du fer qui est à l'état de sulfate, produit d'abord une dissolution incolore, qui, par l'absorption de l'oxigène de l'atmosphère, prend par degrés la couleur noire. C'est par cette raison que l'encre, souvent pâle d'abord, se noircit lorsque l'écriture sèche.

Le gallate de fer se dissout dans les acides sans se décomposer; mais il perd sa couleur dans les acides très-forts : c'est pourquoi ces acides détruisent celle de l'encre.

Esp. 28. *Ferro-sulfate de potasse.* Ce sel, dont Link a donné la description, cristallise dans une dissolution de sur-sulfate de potasse qu'on tient à l'état d'ébullition avec de la limaille de fer. Ses cristaux ressemblent à ceux du sulfate de fer. Ils s'effleurissent à l'air [1].

Esp. 29. *Ferro-phosphate d'ammoniaque.* Ce sel triple, dont Fourcroy a fait mention, est précipité par l'ammoniaque, de la dissolution du phosphate de fer dans l'acide nitrique. Un excès de cet alcali redissout le précipité; mais il se reproduit de nouveau en faisant bouillir le liquide pendant un temps suffisant. C'est un composé de phosphate de fer et d'ammoniaque [2].

Esp. 30. *Ferro-tartrate de potasse.* On appelait autrefois ce sel triple *teinture de Mars tartarisée, tartre ferré et fer tartarisé.* On peut l'obtenir en faisant bouillir ensemble un mélange, préalablement mis à l'état de pâte avec une quantité d'eau convenable, d'une partie de limaille de fer, et deux parties de tartrate acide de potasse. Le sel se dépose en cristaux dans la liqueur par l'évaporation.

Esp. 31. *Ferro-hydrochlorate d'ammoniaque.* On prépare ce sel, connu depuis long-temps, en évaporant à siccité une dissolution dans l'eau de 16 parties d'hydrochlorate d'ammoniaque, et d'une partie de perhydrochlorate de fer. En continuant le feu, le résidu est sublimé en une masse jaunâtre, qui est le sel triple. On n'en a pas examiné les propriétés avec attention.

---

[1] Crell's Annals. 1796, I, 30.

[2] Ann. de Chim. L, 200.

Telles sont les propriétés des sels de fer, autant qu'elles ont été reconnues. On détermine aisément la composition des sels de protoxide de fer, en les considérant comme des composés de 1 atôme protoxide + 1 atôme de chacun des acides. Un atôme de protoxide de fer pèse 4,5, et le poids d'un atôme de chacun des acides a été indiqué dans un chapitre précédent de ce volume. On ne connaît pas bien encore la composition des sels de peroxide de fer. Je penche actuellement pour l'opinion que le peroxide de fer pèse 10; mais on ne peut en déterminer le poids véritable que par une analyse exacte de plusieurs des sels dans lesquels ce peroxide entre.

Les sels de fer, dont on fait le plus grand usage, sont le sulfate et l'acétate de ce métal. Ils sont employés l'un et l'autre, en grandes quantités, dans la teinture, par les imprimeurs en toiles et en coton. Le sulfate fournit l'ingrédient colorant de l'encre et du bleu de Prusse. On a fait à peine l'application utile d'aucun des autres sels de fer à quelque objet d'économie domestique.

---

## SECTION XIII.

### *Sels de Nickel.*

La rareté du nickel, et la difficulté de se procurer ce métal à l'état de pureté, ont laissé jusqu'à présent peu de moyens de faire un examen exact des combinaisons que son oxide forme avec les acides. Les sels de nickel sont donc, en conséquence, très-imparfaitement connus. On peut les distinguer par les propriétés suivantes.

1. Ils sont, en général, solubles dans l'eau, et forment avec ce liquide une dissolution d'une belle couleur verte. Caractères.

2. Le ferrocyanate de potasse précipite ces dissolutions en un blanc laiteux.

3. L'hydro-sulfate de potasse y produit un précipité noir.

4. L'acide hydro-sulfurique n'y en occasionne pas.

5. L'acide gallique et l'infusion de noix de galle ne donnent pas lieu non plus à formation de précipité, au-moins dans le sulfate de nickel.

Esp. 1. *Nitrate de nickel.* L'acide nitrique dissout, à 1. Nitrate.

l'aide de la chaleur, le nickel ou son oxide. La dissolution de couleur verte donne, par l'évaporation, des cristaux rhomboïdaux de nitrate de nickel, qui se décomposent à l'air. Ils y deviennent d'abord déliquescens, se réduisent ensuite en poussière, et perdent peu-à-peu leur acide, de manière à ne laisser que l'oxide de nickel [1].

Le nitrate de nickel contient le protoxide du métal. En le distillant avec précaution, on obtient un sous-nitrate, insoluble dans l'eau, composé, suivant l'analyse de Proust, de

| | | |
|---|---|---|
| Nickel..... | 100 | 125 |
| Oxigène..... | 25 | |
| Acide..... | | 17 |
| | | 142 [2]. |

Le nitrate de nickel, suivant le même chimiste, est formé de

| | |
|---|---|
| 55 | Acide. |
| 25 | Oxide. |
| 20 | Eau. |
| 100 | |

Les parties constituantes de ce sel, en le supposant un composé de 1 atôme de protoxide de nickel + 1 atôme acide + 3 atômes eau, doivent être,

| | |
|---|---|
| Acide nitrique. . . . . | 46,55 |
| Protoxide de nickel. . . . . | 30,17 |
| Eau . . . . . | 23,28 |
| | 100,00 |

Si nous considérons l'analyse que Proust a faite du sous-nitrate, comme à-peu-près correcte, ce sel consisterait en 1 atôme acide et 11 atômes oxide; mais l'existence d'un semblable composé, comme sel, ne paraît pas très-probable. Celui qu'il examina n'était vraisemblablement qu'un mélange de sous-nitrate de nickel (composé de 2 atômes d'oxide et de 1 atôme d'acide), et d'oxide de nickel.

Esp. 2. *Nitrate ammoniaco de nickel.* Ce sel triple, que Thénard fit le premier connaître, s'obtient en ajou-

[1] Bergman. II, 268.
[2] Ann. de Chim. LX, 273.

tant de l'ammoniaque en excès à du nitrate de nickel. Par l'évaporation de la liqueur, on a des cristaux verts. Les alcalis ne troublent point la dissolution de ce sel dans l'eau; mais les hydro-sulfates précipitent le nickel[1].

Esp. 3. *Carbonate de nickel.* Il ne paraît pas, d'après les expériences de Bergman, que l'acide carbonique soit susceptible de se combiner directement avec le nickel. Lorsqu'après avoir dissous, dans l'acide nitrique, 100 parties de nickel pur, on précipite cette dissolution par du carbonate de potasse, on en obtient 293 parties de carbonate de nickel desséché, qui se réduisent à 128, lorsque le sel a été chauffé au rouge. D'où il suit que le carbonate de nickel est composé de 3. Carbonate.

| | |
|---|---|
| 56,4 | Acide et eau. |
| 43,6 | Oxide. |
| 100,0[2] | |

La proportion de l'oxide dans ce sel s'élève, suivant Proust, à 54 pour 100[3]. Si nous supposons que le carbonate de nickel est un composé de 1 atôme acide + 1 atôme base, il est évident que sa constitution doit être

| | |
|---|---|
| Acide. . . . . | 38,6 |
| Oxide . . . . . | 61,4 |
| | 100,0 |

Pour faire accorder cette détermination avec celle de Richter, il nous faut supposer que le sel contient 29 pour 100 d'eau. Il est probable qu'il contient 3 atômes d'eau, ce qui en établirait la composition, ainsi qu'il suit :

| | |
|---|---|
| Acide carbonique. . . . . | 26,19 |
| Protoxide de nickel . . . . . | 41,66 |
| Eau . . . . . | 32,15 |
| | 100,00 |

Esp. 4. *Borate de nickel.* L'acide borique ne peut se combiner avec le nickel que par le mélange d'un borate alcalin avec une dissolution acide de nickel.

Esp. 5. *Phosphate de nickel.* L'acide phosphorique ne peut dissoudre qu'une très-petite portion de l'oxide de nic-

[1] Ann. de Chim. XLII, 217.
[2] Richter, Gehlen's Journ. III, 258.
[3] Ann. de Chim. LX, 276.

kel. La dissolution ne cristallise pas, elle se colore à peine en vert *. D'où il paraîtrait que le phosphate de nickel est à-peu-près insoluble.

6. Sulfate. Esp. 6. *Sulfate de nickel.* L'acide sulfurique attaque à peine le nickel pur; mais la dissolution s'opère aisément en versant au besoin, un peu d'acide nitrique dans l'acide sulfurique dès que l'effervescence s'arrête. Si c'est le nickel impur du commerce qu'on emploie, on trouve, lorsque la dissolution est complète, une quantité considérable d'acide arsenieux au fond du vaisseau. Après avoir décanté la dissolution claire, et l'avoir suffisamment concentrée, on obtient en abondance de beaux cristaux verts de sulfate de nickel. On dissout ces cristaux dans l'eau pour les faire cristalliser une seconde fois. Les cristaux consistent alors dans du sulfate de nickel suffisamment pur pour les laboratoires de chimie. Ce sulfate cristallise en prismes tétraèdres rectangulaires, terminés par pyramides irrégulières à trois et à six faces. Sa saveur astringente ressemble un peu à celle du sulfate de manganèse, mais elle est plus faible. Le sel est très-soluble dans l'eau. Les cristaux ne s'altèrent point à l'air. Lorsqu'ils sont exposés à la chaleur ils se boursoufflent, mais sans se fondre; et ils jaunissent, ce qui est dû à ce qu'il s'échappe de l'eau. Dans cet état, le sel se dissout de nouveau dans l'eau; mais en général, il reste un peu de sous-sulfate insoluble. Le sulfate de nickel est composé de 1 atôme acide + 1 atôme oxide + 7 atômes d'eau, ou en poids de

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique | 28,98 |
| Protoxide de nickel | 25,36 |
| Eau | 45,66 |
| | 100,00 |

J'ai obtenu ce sel, cristallisé par cas fortuit, en prismes rectangulaires applatis, d'environ 13 millimètres de longueur, terminés à chaque extrémité par des sommets dièdres, ayant l'angle à leur sommet d'environ 79°. Les dimensions respectives de ce cristal sont :

| | |
|---|---|
| Longueur | 53 |
| Largeur | 25 |
| Epaisseur | 13 |
| Longueur du sommet | 3 |

* Bergman. II, 268.

La couleur de ces cristaux est le vert gazon. Ils sont transparens, et leur saveur ressemble à celle du sulfate ordinaire de nickel. Je n'ai jamais obtenu une quantité suffisante de ces cristaux pour pouvoir les soumettre à une analyse régulière; mais je n'y ai découvert aucun autre ingrédient que l'acide sulfurique et l'oxide de nickel.

Esp. 7. *Sulfate ammoniaco de nickel.* Lorsque c'est l'ammoniaque qu'on ajoute à la dissolution du sulfate de nickel, il se forme un sel triple qui donne, par l'évaporation, des cristaux verts, en prismes à quatre pans, applatis, terminés par des pyramides tétraèdres [1].

Esp. 8. *Sulfate de nickel et de potasse.* Proust est le premier qui ait décrit ce sel, dont il se servit avec avantage comme moyen de séparation du nickel d'avec le cobalt; séparation qui fut pendant long-temps, pour les chimistes, l'objet d'une difficulté sur laquelle se porta particulièrement leur attention [2]. Ce sel triple cristallise en prismes rhomboïdaux transparens d'une belle couleur émeraude, dans une dissolution évaporée de sulfate de nickel, à laquelle on a ajouté de la potasse. Il est très-peu soluble dans l'eau. En le dissolvant dans ce liquide et en le faisant cristalliser à plusieurs reprises, le sulfate de cobalt reste dans l'eau mère, comme ayant beaucoup moins de tendance à la cristallisation que le sel triple de nickel. La saveur du sulfate de nickel et de potasse est sucrée comme celle du sucre de lait, mais elle laisse sur la langue une impression sensible d'acidité [3].

Lorsque ce sel est exposé à la chaleur, il perd 24 pour 100 d'eau. Il ne contient que 15 pour 100 d'oxide de nickel [4]. D'après ces données, il est probable que c'est un com-

---

[1] Link, Crell's Annals. 1796, I, 32.

[2] La manière la plus élégante d'opérer la séparation de ces métaux semble être celle de Thénard. Après avoir précipité, par un carbonate alcalin, le mélange des deux métaux, il le traite avec du chlorate de chaux. Le cobalt est converti en un peroxide insoluble dans l'ammoniaque, tandis que le nickel peut encore s'y dissoudre. En mettant en digestion dans cet alcali, il ne se charge que du nickel. On dégage l'ammoniaque par la chaleur; on dissout l'oxide dans l'acide nitrique, et on fait cristalliser. Ann. de Chim. L. 117.

[3] Proust, Jour. de Phys. XLVII. 169.

[4] *Ibid.*, Ann. de Chim. LX, 274.

posé de 1 atôme de sulfate de potasse, de 1 atôme de sulfate de nickel, et de 6 atômes d'eau, ou, en poids, de

| | |
|---|---|
| Sulfate de potasse | 40,55 |
| Sulfate de nickel | 34,56 |
| Eau | 24,89 |
| | 100,00 |

Esp. 9. *Sulfate de nickel et de fer.* On obtient ce sel en évaporant un mélange des dissolutions de nitrate de nickel et de sulfate de fer, ou bien en dissolvant, à-la-fois, dans l'acide sulfurique, les oxides de nickel et de fer. Ce sel cristallise en tables. Sa couleur est verte; il s'effleurit à l'air [1].

10. Arseniate. Esp. 10. *Arseniate de nickel.* L'acide arsenique ne paraît pas capable de dissoudre le nickel pur. L'arseniate de ce métal est soluble dans l'eau; et, par conséquent, le nickel n'est pas précipité de ses dissolutions, soit par l'acide arsenique, soit par les arseniates [2]. Cet arseniate a une couleur vert-pomme. En le faisant chauffer dans un tube de verre, il perd sa couleur avec son eau, il devient de couleur hyacinthe et transparent; chauffé au rouge, il passe au jaune clair et reste inaltérable.

11. Chromate. Esp. 11. *Chromate de nickel.* L'acide chromique dissout le carbonate de nickel en quantité considérable; mais au bout de quelques heures, il se sépare de la dissolution claire un précipité pulvérulent, qui se redissout dans un excès d'acide. Il est probable que ce précipité est un chromate de nickel. La dissolution acide donne, par une évaporation lente, des cristaux en feuilles de fougère, à l'état de lames éliptiques, tronquées sur les deux côtés, qui deviennent plus petites vers le commencement et la terminaison des côtes de la feuille, de manière à lui conserver la ressemblance. Lorsque ces cristaux sont exposés à une température élevée, l'acide est décomposé, et le sel se réduit en une masse noire,

---

[1] Link, Crell's Annals, 1796, I, 32.

[2] Les précipités que Bergman et Schéele annoncent être produits lorsqu'on mêle ensemble des dissolutions de nickel et d'arseniate de potasse, étaient sans doute de l'arseniate de bismuth; car il y a ordinairement présence de ce métal dans des dissolutions du nickel impur.

insoluble dans l'eau, et qui consiste en oxide de chrome, et en oxide de nickel [1].

Esp. 12. *Molybdate de nickel.* L'acide molybdique précipite en blanc le nitrate de nickel, pourvu qu'il ne soit pas avec excès d'acide nitrique [2].

Esp. 13. *Acétate de nickel.* L'acide acétique dissout le nickel, et forme avec son oxide des cristaux rhomboïdaux d'un vert très-intense [3]. Il est très soluble dans l'eau. La dissolution a une couleur plus foncée que celle des cristaux. Lorsqu'il est chauffé, son acide se dégage et il noircit. Il perd, lorsqu'on le traite ainsi 62,61 pour 100 de son poids. Il y a un dégagement considérable d'acide carbonique et d'hydrogène carboné, et il s'échappe un peu d'acide acétique non décomposé [4]. 13. Acetate.

Esp. 14 et 15. *Benzoate et succinate de nickel.* Les benzoate et succinate d'ammoniaque n'occasionnent aucun précipité dans le sulfate de nickel; d'où il suit que les benzoate et succinate de nickel sont solubles dans l'eau.

Esp. 16. *Oxalate de nickel.* L'acide oxalique, mis en digestion à chaud sur le nickel, agit sur ce métal, et il se dépose une poudre blanche verdâtre, qui est l'oxalate de nickel. Le même précipité a lieu lorsqu'on ajoute de l'acide oxalique à la dissolution du nickel dans les acides sulfurique, nitrique ou hydrochlorique. L'oxalate de nickel ne se dissout qu'en très-petite proportion dans l'eau. Il est composé, suivant Bergman, de deux parties de l'acide et d'une partie du métal [5]. 16. Oxalate

Esp. 17. *Tartrate de nickel.* Il ne s'exerce aucune action entre l'acide tartarique et le nickel [6]. On n'a pas examiné le composé que cet acide forme avec l'oxide du métal. Nous ne connaissons pas davantage aucune des autres espèces des sels combustibles de nickel.

Esp. 18. *Sulfate de nickel, de cuivre et de fer.* Link assure avoir formé ce sel, en mêlant la dissolution du nickel dans l'acide nitrique avec du sulfate de cuivre. Ce sel

---

[1] John, Annals of Philosophy, IV, 426.
[2] Hatchett, Phil. Trans. 1796.
[3] Bergman, II. 268.
[4] Chenevix, Ann. de Chim. LXIX, 16 et 20.
[5] Bergman, II, p. 269.
[6] *Ibid.*

cristallise, suivant lui, en prismes colorés en bleu, terminés par des pyramides tétraèdres. Exposé à l'air, il tombe en poussière; mais les expériences de Link auraient besoin d'être vérifiées, en les répétant *.

---

Les sels de nickel exigeraient un examen plus rigoureux que celui auquel ils ont été jusqu'à présent soumis. Les chimistes ont été détournés de les étudier, par la difficulté qu'ils ont éprouvée pour se procurer l'oxide de nickel dans un état suffisant de pureté. Le procédé que nous avons décrit dans cette section, pour obtenir le sulfate de nickel, offrira un moyen peu dispendieux de se procurer cet oxide suffisamment pur pour des expériences.

On peut établir la composition des sels de nickel, en les considérant comme des composés de 1 atôme protoxide de nickel et de 1 atôme de chacun des acides. Un atôme de protoxide de nickel pèse 4,375, et le poids d'un atôme de chacun des acides a été précédemment indiqué.

On n'a fait jusqu'à présent aucun usage des sels de nickel.

---

## SECTION XIV.

### *Sels de Cobalt.*

Les sels de cobalt ont attiré l'attention des chimistes, à raison de la propriété que certains d'entre eux ont de changer de couleur lorsqu'ils sont chauffés, et de pouvoir former ainsi ce qu'on a appelé une *encre sympathique*. On donne, en général, cette dénomination à tout liquide avec lequel on peut tracer sur le papier des caractères qui, d'abord incolores et invisibles, deviennent colorés et se distinguent au moyen de certains procédés. On désigne également, par cette qualification, ceux des liquides dont, par quelques opérations, les caractères tracés sur le papier sont susceptibles de changer de couleur. Il est probable que les chimistes n'avaient pas eu jusqu'à présent l'occasion d'examiner souvent les sels purs

---

* Link, Crell's Annals, 1796, I, 31.

de cobalt ; car plusieurs des autres métaux y adhèrent si fortement, qu'il est très-difficile d'obtenir ce métal à l'état de pureté parfaite. On peut reconnaître les sels de cobalt aux propriétés qu'ils ont,

1. D'être, pour la plupart, solubles dans l'eau, et de former ainsi, au-moins lorsqu'ils sont neutres, un liquide de couleur rougeâtre[1]; Caractères.

2. D'être précipités en bleu, de leurs dissolutions, par les alcalis[2]:

3. D'être précipités en jaune brunâtre, souvent avec une nuance de bleu, par le ferrocyanate de potasse ;

4. L'hydro-sulfate de potasse donne lieu à un précipité noir, qui se redissout par une addition de l'hydro-sulfate en excès. L'acide hydro-sulfurique ne précipite point ces dissolutions[3];

5. L'acide gallique ne leur fait éprouver aucun changement; mais la teinture de noix de galle y produit un précipité blanc jaunâtre ;

6. Le cobalt n'est pas précipité, de ses dissolutions dans les acides, par le zinc.

Esp. 1. *Nitrate de cobalt.* L'acide nitrique attaque le cobalt à l'aide de la chaleur. La dissolution, de couleur rouge, donne, par évaporation, de petits cristaux prismatiques rouges. Ces cristaux sont déliquescens à l'air. La chaleur les décompose, et ils laissent une poudre d'un rouge foncé. 1. Nitrate.

Esp. 2. *Carbonate de cobalt.* Les carbonates d'alcalis fixes précipitent les dissolutions de cobalt en une poudre bleue rougeâtre; c'est un carbonate insoluble, contenant, suivant Bergman, les 0,125 de son poids d'acide carbonique[4]. 2. Carbonate.

---

[1] La dissolution concentrée du cobalt dans l'acide hydrochlorique est d'une couleur verte bleuâtre, tout aussi long-temps qu'elle est avec excès d'acide.

[2] Lorsque le cobalt contient de l'acide arsenique, ou lorsqu'il est dissous dans cet acide, le précipité par les alcalis est d'un brun rougeâtre.

[3] Proust, Ann. de Chim. XXXV, 54.

[4] *Opusc.* II. p. 388 et 292. Il contenait de l'acide arsenique, ainsi que le manifeste évidemment sa couleur rouge.

3. Borate. Esp. 3. *Borate de cobalt.* L'acide borique n'a point d'action sur le cobalt, mais il précipite ce métal de sa dissolution dans les autres acides, à l'état d'une poudre rougeâtre à peine soluble dans l'eau. Au feu, ce borate se fond en un verre de couleur bleu foncé[1].

4. Phosphate. Esp. 4. *Phosphate de cobalt.* L'acide phosphorique n'attaque point le cobalt, mais il produit avec ses oxides, en les dissolvant, une liqueur d'un rouge vineux foncé[2].

5. Sulfate. Esp. 5. *Sulfate de cobalt.* Il faut que l'acide sulfurique soit bouillant pour qu'il puisse exercer quelqu'action sur le cobalt. Il se dégage du gaz acide sulfureux, et il reste une masse rouge jaunâtre, qui se dissout aisément dans l'eau. L'acide sulfurique dissout difficilement le peroxide de cobalt. Cette dissolution est toujours rose et accompagnée de bulles, que Thénard présume être de gaz oxigène[3]. La dissolution donne, par l'évaporation, des petits cristaux en aiguilles, consistant en prismes rhomboïdaux, terminés par des sommets dièdres. Ce sulfate est de couleur rougeâtre; il exige 24 parties d'eau pour se dissoudre, mais il est insoluble dans l'alcool[4]; il ne s'altère point à l'air. Lorsqu'il est exposé à la chaleur, il perd 42 pour 100 d'eau. Le résidu est coloré en rose, et opaque. Il peut être soumis à l'action d'une chaleur rouge dans une cornue, sans éprouver de décomposition, excepté dans les points où il touche le verre[5].

Le sulfate de potasse est composé, d'après l'analyse que Bucholz en a faite, de

26 Acide.
30 Oxide.
44 Eau.
100[6]

Si nous le supposons être un composé de 1 atôme acide + 1

---

[1] Wenzel, Verwandtschaft, p. 258.
[2] Gren's Handbuch. III, 528.
[3] Ann. de Chim. XLII, 211.
[4] Gren's Handbuch. III, 524.
[5] Proust, Ann. de Chim. LX, 260.
[6] Beitrage, III, 30.

atôme protoxide et 7 atômes eau, alors ses parties constituantes seront :

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique..... | 28,57 |
| Protoxide de cobalt..... | 26,43 |
| Eau..... | 45,00 |
| | 100,00 |

Cette espèce se combine aisément avec le sulfate de potasse ou le sulfate d'ammoniaque, et forme deux espèces de sels triples, qui n'ont pas été jusqu'à présent décrits avec précision. Le sulfate de potasse et de cobalt cristallise en cubes rhomboïdaux. Il est moins soluble dans l'eau que le sulfate de cobalt; il ne perd à la distillation que 26 pour 100 d'eau[1].

Esp. 6. *Arseniate de cobalt.* L'acide arsenique, mis en digestion sur le cobalt, se colore en rouge; mais il ne dissout pas complètement le métal. L'acide arsenique ne précipite point le cobalt de sa dissolution dans les acides; mais les arseniates alcalins y produisent un précipité d'un beau rouge, et ce précipité est l'arseniate de cobalt[2]. Ce sel se trouve natif, quelquefois à l'état d'une belle efflorescence rouge, et quelquefois cristallisé en petits prismes à quatre pans ou en tables. 6. Arseniate.

Lorsqu'on chauffe l'arseniate de cobalt dans un tube de verre, il devient violet, mais sans être décomposé et sans teindre le verre. Il se dissout dans l'acide nitrique sans effervescence. Lorsque sa dissolution dans l'acide hydrochlorique est mêlée avec l'acide hydro-sulfurique, elle ne se trouble que plus de deux heures après le mélange. La potasse précipite l'oxide bleu de cobalt, et se combine avec l'acide[3].

Esp. 7. *Antimoniate de cobalt.* Ce sel s'obtient en versant de l'antimoniate de potasse dans un sel de cobalt. C'est un précipité rouge, qui se contracte par degrés, et prend la

---

[1] Proust, Ann. de Chim. LX, 260.

[2] Schéele. I, 186.

[3] Proust, Ann. de Chim. LX, 271.

forme de grains cristallins; il n'est pas très-soluble dans l'eau. Suivant Berzelius, ce sel est composé de

| | |
|---|---|
| Acide antimonique..... | 52 |
| Oxide de cobalt..... | 14 |
| Eau..... | 33,3 |
| | 99,3[1] |

Esp. 8. *Antimonite de cobalt.* C'est un précipité volumineux, de couleur lilas, n'ayant aucune apparence de cristallisation. Il est assez soluble dans l'eau; la quantité qu'il en contient est de 26 pour 100[2].

9. Acétate. Esp. 9. *Acétate de cobalt.* La dissolution de l'oxide de cobalt dans l'acide acétique a facilement lieu. Elle ne fournit point de cristaux, et lorsqu'elle a été évaporée jusqu'à siccité, le résidu redevient promptement liquide par la propriété qu'il a d'être déliquescent. Cette dissolution, d'un beau rouge, lorsqu'elle est froide, devient bleue lorsqu'on la chauffe[3]. Elle forme une encre de sympathie. Les caractères qu'elle sert à tracer, invisibles à froid, prennent par la chaleur une couleur bleue[4].

10. Oxalate. Esp. 10. *Oxalate de cobalt.* L'acide oxalique convertit le cobalt en une poudre rouge, qui est l'oxalate de ce métal. Ce sel est insoluble dans l'eau, mais il se dissout dans un excès de son acide, et cristallise. L'acide oxalique précipite un oxalate de cobalt de la dissolution de ce métal dans la plupart des acides[5].

11. Tartrate. Esp. 11. *Tartrate de cobalt.* L'acide tartarique dissout l'oxide de cobalt. La dissolution est rouge, et fournit, par évaporation, des cristaux[6]. Lorsqu'on verse du tartrate de potasse dans les dissolutions de cobalt, il précipite les arseniates de fer et de bismuth, s'ils sont présens, entraînant avec eux une portion du cobalt. La liqueur donne, par son évaporation spontanée, de larges cristaux rhomboïdaux de tartrate de potasse et de cobalt.

---

[1] Nickolson's Journal. XXXV. 42.
[2] Wenzel, Verwandtschaft, p. 158.
[3] *Ibid.* p. 150.
[4] Ilseman, Crell's Ann. 1785. II, 25.
[5] Bergman. I, 270.
[6] Gren. III, 128.

Esp. 12. L'acide zumique dissout aisément le protoxide de cobalt. La dissolution est rouge; et par l'évaporation, il se dépose des croutes cristallines. Les cristaux, grenus, ne paraissent pas contenir d'eau de cristallisation. Le sel exige trente-huit fois son poids d'eau pour se dissoudre à la température de 20° centigrades. Exposé à la chaleur, il ne se fond pas, mais il noircit, brûle avec flamme, et laisse un oxide de cobalt[1]. 12. Zumate.

Esp. 13. *Nitrate ammoniaco de cobalt.* Il est bien connu qu'une dissolution de cobalt dans l'acide nitrique, lorsqu'elle est sursaturée d'ammoniaque, ne présente aucune apparence de précipité. Lorsqu'après avoir évaporé cette dissolution à siccité on fait digérer le résidu avec de l'eau, on obtient une dissolution de couleur rouge, qui, par une évaporation lente, donne des cristaux cubiques réguliers de cette même couleur rouge. Ces cristaux sont un sel triple, composé d'acide nitrique, d'ammoniaque et d'oxide de cobalt. Thénard est le premier chimiste qui les ait observés. Leur saveur est urineuse; ils ne s'altèrent point à l'air. Calcinés dans un creuset, ils brûlent avec une flamme d'un blanc jaunâtre, comme le nitrate d'ammoniaque, et laissent un oxide de cobalt. Leur dissolution dans l'eau ne précipite, ni par les alcalis, ni par les terres alcalines; mais en les faisant bouillir avec de la potasse, il s'en dégage de l'ammoniaque, et l'oxide de cobalt se dépose[2].

---

Les sels de cobalt n'ont été que très-imparfaitement examinés, ainsi qu'on en peut juger par l'exposé que nous venons de faire de ces sels. Leur composition se détermine aisément en les considérant comme des composés de 1 atôme de protoxide de cobalt, et de 1 atôme de chacun des acides. Un atôme de protoxide de cobalt pèse 4,625, et le poids des acides a été donné précédemment. Les sels de ce métal n'ont été appliqués jusqu'à présent à aucun objet d'utilité.

---

[1] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 89.

[2] Thénard, Ann. de Chim. XLII, 215.

## SECTION XV.

### *Sels de Manganèse.*

C'EST aux travaux de Bergman et de Schéele, et à leurs recherches sur l'oxide de manganèse, que nous devons la connaissance de tout ce que nous savons, même à présent, sur la nature et les propriétés des sels de ce genre. C'est par ces savans, et par le docteur John, qui examina aussi avec quelqu'attention les sels de manganèse*, que l'oxide de ce métal, l'un des plus importans de tous nos moyens d'opérer, fut mis pour la première fois entre les mains des chimistes.

On peut reconnaître les sels de manganèse aux propriétés qui leur sont particulières, et que nous allons indiquer, savoir :

Caractères. 1. Ils sont presque tous solubles dans l'eau, et leur dissolution dans ce liquide, traitée avec les alcalis fixes, dépose un précipité de couleur blanche ou rougeâtre, qui passe très-promptement au noir par son exposition à l'air.

2. Le ferrocyanate de potasse précipite en blanc les dissolutions de manganèse.

3. Avec l'hydro-sulfate de potasse, le précipité est blanc; l'acide hydro-sulfurique rend la dissolution blanche, mais il n'y produit point de précipité.

4. Par l'acide gallique il ne s'y en forme pas non plus.

5. Le manganèse n'est précipité à l'état métallique de sa dissolution par aucun des autres métaux.

6. Les sels de manganèse ne sont point précipités par les succinate ou benzoate d'ammoniaque.

1. Nitrate. ESP. 1. *Nitrate de manganèse.* Le manganèse se dissout dans l'acide nitrique avec effervescence, occasionnée par l'émission du deutoxide d'azote. Le carbonate de ce métal se dissout facilement aussi dans l'acide nitrique, et sans développement d'aucun gaz; mais cet acide n'a que très-peu d'action sur l'oxide noir, ou peroxide, quoique, par une très-longue digestion, il finisse par le dissoudre en partie. La dissolution

* Gehlen's Journ. fur die Chemie, Physick und Mineralogie III, 452.

s'opère beaucoup plus promptement si l'on ajoute au mélange en digestion, un peu de sucre, de gomme ou de toute autre substance semblable; et il se dégage en même-temps une certaine quantité d'acide carbonique. On voit ainsi qu'il faut que l'oxide noir ait cédé une portion de son oxigène avant que l'acide nitrique puisse le dissoudre. L'acide nitreux agit avec beaucoup plus de rapidité sur l'oxide noir, et il est converti entièrement en acide nitrique. La dissolution, de quelque manière qu'elle ait été opérée, est toujours sans couleur, si le manganèse est pur; d'où l'on peut conclure qu'elle ne contient que le protoxide. De sorte qu'on n'a pas jusqu'à présent reconnu de combinaison de l'acide nitrique avec le manganèse, qui parût être à l'état de pernitrate de ce métal.

En dissolvant le carbonate de manganèse dans l'acide nitrique et en évaporant avec précaution, le docteur John obtenait du nitrate de manganèse en cristaux aiguillés. Ils étaient blancs, demi-transparens, d'une saveur acerbe et amère. Ces cristaux étaient solubles dans l'eau et déliquescens à l'air. Ils se dissolvaient dans l'alcool, et la dissolution brûlait avec une flamme colorée en vert*.

Esp. 2. *Carbonate de manganèse.* Ce carbonate s'obtient aisément en mettant du carbonate de potasse dans une dissolution de nitrate ou de sulfate de manganèse. Il se précipite une poudre blanche qui, en se desséchant, acquiert une légère nuance de jaune. Ce sel est insipide et inaltérable à l'air. Il ne se dissout pas dans l'eau. Sa composition est de 2. Carbonate.

| | |
|---|---|
| Acide carbonique..... | 37,93 |
| Protoxide de manganèse.... | 62,07 |
| | 100,00 |

Esp. 3. *Silicate de manganèse.* Le minéral désigné par la dénomination de *mine rouge lamelleuse de manganèse*, paraît être en réalité un silicate de manganèse à-peu-près pur. Il est d'un rouge rosé ou d'un rouge de chair, à cassure lamelleuse. Ce sel est légèrement translucide, et assez dur pour rayer le verre. Sa pesanteur spécifique est de 3. Silicate

* Gehlen's Journ. IV, 437.

3,5384. Il est composé, d'après l'analyse de Berzelius, de

| | |
|---|---|
| Oxide de manganèse. . . . . | 52,60 |
| Silice . . . . . | 39,60 |
| Oxide de fer . . . . . | 4,60 |
| Chaux. . . . . | 1,50 |
| Matière volatile . . . . . | 2,75 |
| | 101,05 [1] |

Maintenant, si nous faisons abstraction des petites quantités de fer, de chaux et d'eau, les proportions des autres composans se rapprocheront de très-près de celles qui résultent d'une combinaison de 2 atômes de silice avec 1 atôme d'oxide de manganèse : c'est donc un bisilicate de manganèse. Berzelius fait mention d'un silicate de manganèse, distingué parmi les minéralogistes sous le nom de *swart mangankisel* (*Black manganèse flint*). Mais je ne le connais pas [2].

Esp. 4. *Phosphate de manganèse.* L'acide phosphorique n'agit que faiblement sur le manganèse ou sur ses oxides, parce que le sel qui résulte de cette action se dissout difficilement dans l'eau. Mais on peut obtenir le phosphate de manganèse sous forme de précipité, en mêlant ensemble la dissolution d'un phosphate alcalin avec celle du manganèse dans l'un des trois acides minéraux [3]. Ce sel n'a pas été jusqu'à présent examiné.

5. Sulfate. Esp. 5. *Sulfate de manganèse.* L'acide sulfurique agit avec beaucoup d'énergie sur le manganèse, même lorsqu'il est étendu de deux ou trois fois son poids d'eau, et à l'aide de la chaleur. Cet acide dissout aussi avec facilité le protoxide du manganèse ; mais il n'a aucune action sur le peroxide, si ce n'est à l'aide de la chaleur. Dans ce cas, il se dégage du gaz oxigène en abondance et l'oxide est dissous. La même dissolution a lieu sans émission de gaz, lorsqu'on ajoute un peu de sucre au mélange ; de sorte qu'il existe deux combinaisons de l'acide sulfurique avec le manganèse : la première est celle de l'acide avec le protoxide, c'est le sulfate de ce métal ; la seconde est la combinaison de l'acide avec le peroxide qui constitue le persulfate de manganèse.

---

[1] Afhandlingar. I, 105.
[2] *Ibid.* IV, 94.
[3] Schéele. I, 48 ; Bergman. II, 219.

1. *Protosulfate de manganèse.* On obtient facilement ce sel en dissolvant du carbonate de manganèse dans l'acide sulfurique. Il cristallise en aiguilles soyeuses qui ne s'altèrent point à l'air. Sa saveur est douceâtre, avec un très-léger goût, se rapprochant de celui que manifeste le sulfate de zinc. 100 parties d'eau, à la température de 5° centigrades, dissolvent 31 parties de ce sel, préalablement desséché à la température de 66° centigr. Le docteur John obtint le sulfate de manganèse en prismes tétraèdres applatis, et en rhombes. J'en ai vu aussi en lames très-larges entremêlées les unes avec les autres. La pesanteur spécifique de ces cristaux est de 1,834. Ils sont insolubles dans l'alcool [1].

Le sulfate de manganèse n'est point précipité par l'oxalate de potasse, le borate de soude, ni par l'acide tartarique. Il est composé, suivant John, de

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique. . . . . | 33,66 |
| Protoxide de manganèse. . . | 31 |
| Eau. . . . . | 35,34 |
| | 100,00 [2] |

Si nous le supposons formé de 1 atôme acide, 1 atôme protoxide et 5 atômes eau, sa composition doit être

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique. . . . . | 33,05 |
| Protoxide. . . . . | 29,75 |
| Eau. . . . . | 37,20 |
| | 100,00 |

Or, ces nombres se rapportent d'assez près à ceux de John, pour en faire conclure que la composition du sel est rigoureusement établie.

2. *Persulfate de manganèse.* On peut former ce sel en distillant de l'acide sulfurique sur le peroxide de manganèse; et en lavant le résidu avec de l'eau, on obtient une liqueur rouge ou plutôt violette, qui tient en dissolution le persulfate de manganèse. Cette dissolution, qui cristallise difficilement, se prend en une gelée. Les cristaux qui s'y trouvent mêlés en très-petit nombre, sont mous et n'ont que peu de

[1] John, Annals of Philosophy. II, 183.
[2] *Ibid.* II, 114.

permanence. La dissolution étant évaporée à siccité, elle fournit des croutes salines, minces, colorées en rouge, qui se précipitent successivement de la surface, et qui sont difficilement déliquescentes. Ce sel est très-soluble dans l'eau, et les alcalis en précipitent le manganèse à l'état d'un oxide rouge qui noircit promptement à l'air [1].

L'acide sulfureux dissout facilement le peroxide de manganèse, avec lequel il forme, ainsi que Schéele s'en est assuré, un sulfate de ce métal [2]. Il est évident que dans ce cas, l'acide sulfureux enlève au manganèse une portion de son oxigène, et devient alors acide sulfurique; tandis que par la perte de cette portion de son oxigène, le peroxide est converti en protoxide. L'état de permanence du sulfate de manganèse, ainsi produit par l'action de l'acide sulfureux sur les oxides de ce métal, n'a pas été constaté.

Haussman a dernièrement proposé l'emploi du sulfate de manganèse, pour former une couleur à marquer les toiles, qui ne soit pas susceptible de s'effacer, et qui puisse résister à l'action du chlore. Après avoir dissous ce sulfate dans l'eau, on épaissit la dissolution jusqu'à consistance convenable, en y ajoutant de la gomme et une matière colorante végétale; on l'applique ainsi sur la toile, qu'on passe alors dans une lessive alcaline, dont l'effet est d'y précipiter l'oxide de manganèse. La couleur de cet oxide devient d'un brun jaunâtre par l'action du chlore [3].

6. Arseniate. Esp. 6. *Arseniate de manganèse.* L'acide arsenique dissout avec facilité le protoxide de manganèse. La dissolution, lorsqu'elle approche de son terme de saturation, s'épaissit, avec de petits cristaux, qui s'en séparent. Ces cristaux sont l'arseniate de manganèse. On les précipite, par un arseniate alcalin, de la dissolution du manganèse dans un acide. Chauffés, ils ne se fondent point, et l'arsenic ne se sublime que lorsqu'ils sont mêlés avec du charbon [4].

L'arseniate de manganèse est insoluble, à moins qu'il ne soit avec excès d'acide. L'acide sulfurique le dissout, et on obtient des cristaux qui constituent un sel triple [5].

---

[1] Bergman. II, 215.
[2] Scheele. I, 43.
[3] Ann. de Chim LIII, 208.
[4] Schéele. I, 188.
[5] John, Gehlen's Journ. IV, 443.

Esp. 7. *Antimoniate de manganèse.* Ce sel est une poudre blanche, qui ne s'altère point à l'air. Elle est très-peu soluble dans l'eau. Chauffée, elle donne de l'eau, et devient grise. Lorsque la chaleur est poussée à-peu-près jusqu'au rouge, il y a combustion, et le sel redevient blanc [1]. Caractères.

Esp. 8. *Chromate de manganèse.* L'action de l'acide chromique sur le manganèse est très-lente; mais cet acide dissout le carbonate avec effervescence. La dissolution est d'un brun chatain; elle a une saveur âpre et métallique. Ce sel ne cristallise point. Par l'évaporation de la dissolution, le manganèse se dépose avec une portion de l'acide chromique à l'état d'une poudre noire [2].

Esp. 9. *Tungstate de manganèse.* En mettant de l'acide tungstique et de l'eau bouillante sur du manganèse réduit en poudre, ce métal est converti en une poudre blanche, comme cela a lieu également avec le carbonate de manganèse. On peut obtenir le tungstate de manganèse, en versant du tungstate de potasse dans une dissolution de manganèse. C'est une poudre blanche, insipide, insoluble dans l'eau et inaltérable à l'air. Ce sel étant chauffé, devient jaune, il passe ensuite au brun; mais il ne se fond pas [3]. 9. Tungstate.

Esp. 10. *Acétate de manganèse.* L'acide acétique dissout très-lentement le manganèse et son carbonate. La dissolution cristallise aisément en tables rhomboïdales. Les cristaux sont rougeâtres, transparens, et ils ne s'altèrent point à l'air. Leur saveur est astringente et métallique. Ils se dissolvent dans trois fois et demie leur poids d'eau froide. Ils sont également solubles dans l'alcool. Ils se composent, suivant le docteur John, de 30 oxide, et 70 acide et eau [4]. Si nous supposons le sel formé de 1 atôme acide, 1 atôme protoxide, et 4 atômes eau, ses parties constituantes seront alors de 10. Acétate.

| | |
|---|---|
| Acide acétique. . . . . | 41,46 |
| Protoxide de manganèse. . | 29,33 |
| Eau. . . . . | 29,21 |
| | 100,00 |

[1] Berzelius, Nicholson's Journ. XXXV, 42.
[2] John, Gehlen's Journ. XXXV, 441.
[3] *Ibid.* p. 442.
[4] *Ibid.* p. 440.

11. Benzoate. Esp. 11. *Benzoate de manganèse.* L'acide benzoïque dissout lentement le manganèse et son carbonate. La dissolution donne des cristaux fins prismatiques, incolores, transparens, qui ne s'altèrent point à l'air. Leur saveur est douceâtre et astringente, en laissant un goût d'amertume. Ils exigent, à la température de 19° centigrades, 20 fois leur poids d'eau pour se dissoudre. Ils sont solubles aussi dans l'alcool. A la distillation, ils donnent très-peu d'eau, mais une assez grande quantité d'huile. Ces cristaux consistent, suivant le docteur John, en 24 oxide et 76 acide et eau [1]. En les considérant comme étant formés de 1 atôme acide + 1 atôme protoxide, les parties constituantes doivent être

| | |
|---|---|
| Acide benzoïque..... | 76,92 |
| Protoxide de manganèse..... | 23,08 |
| | 100,00 |

Il semble donc résulter de l'analyse de John, que le benzoate de manganèse ne contient point d'eau de cristallisation.

12. Succinate. Esp. 12. *Succinate de manganèse.* L'acide succinique dissout très-facilement le manganèse et son carbonate. La dissolution, de couleur rougeâtre, donne par l'évaporation des cristaux, qui sont quelquefois en prismes à 4 pans, quelquefois en tables à 4 faces, et d'autres fois en octaèdres composés de deux pyramides à 4 faces, appliquées base à base. Ces cristaux sont transparens; ils paraissent incolores, lorsqu'ils sont vus isolément; mais lorsqu'ils sont placés en nombre au-dessus les uns des autres, ils prennent une couleur rosée. Chauffés, ils deviennent blancs, opaques, et ayant l'apparence de la porcelaine. Ces cristaux sont insolubles dans l'alcool. A la température de 19° centigrades, ils exigent dix fois leur poids d'eau pour se dissoudre. A la distillation, ils donnent de l'eau, une huile brune, et un gaz inflammable.. Ils sont composés, suivant le docteur John, de 30,27 protoxide de manganèse, et 69,73 acide et eau [2].

---

[1] Gehlen's Journ. XXXV, p. 438.

[2] *Ibid.* p. 439

En supposant ce sel formé de 1 atôme acide, et 1 atôme protoxide, sa composition doit être de

| | |
|---|---|
| Acide succinique..... | 58,13 |
| Protoxide de manganèse..... | 41,87 |
| | 100,00 |

Si nous comparons ces nombres avec le résultat de l'analyse de John, il est évident que les cristaux de succinate de manganèse consistent dans 1 atôme acide, 1 atôme de protoxide, et 4 atômes d'eau.

Esp. 13. L'acide oxalique attaque le manganèse, et son peroxide s'y dissout avec effervescence. La dissolution, lorsqu'elle est saturée, dépose l'oxalate de manganèse sous la forme d'une poudre blanche. L'acide oxalique précipite la même poudre de la dissolution du manganèse dans les acides sulfurique, nitrique ou hydrochlorique [1]. 13. Oxalate.

Esp. 14. *Tartrate.* La dissolution à froid du peroxide de manganèse dans l'acide tartarique, est de couleur noirâtre. A chaud, l'action de cet acide est accompagnée d'effervescence due à la décomposition d'une partie de l'oxide, ainsi qu'au dégagement de gaz acide carbonique, et la dissolution devient incolore. 14. Tartrate.

Esp. 15. *Citrate.* L'acide citrique se comporte avec le peroxide de manganèse exactement de la même manière que l'acide tartarique [2]. 15. Citrate.

Esp 16 *Tartrate de potasse et de manganèse.* Lorsqu'on mêle du tartrate de potasse avec une dissolution de manganèse, ce mélange ne produit immédiatement aucun changement; mais si on l'abandonne à lui même, il s'y dépose peu-à-peu un grand nombre de petits cristaux prismatiques, d'un brun rougeâtre, qui consistent dans une combinaison du tartrate de potasse avec l'oxide de manganèse. Ces cristaux sont peu solubles dans l'eau. La chaleur les décompose en détruisant l'acide. Richter indiqua la formation de ce sel comme un des meilleurs moyens de se procurer un oxide de manganèse à l'état de pureté; mais le succinate de potasse remplit mieux cet objet en opérant la séparation du fer, le seul des métaux qui accompagne le plus ordinairement le manganèse.

---

[1] Bergman. I, 272; et II, 219. [2] *Ibid.* p. 220.

## SECTION XVI.

### *Sels de cérium.*

Tous les faits actuellement connus sur la nature et les propriétés des sels de ce genre, sont principalement le résultat des travaux sur ce métal de Klaproth, Hisinger, Berzelius et Vauquelin. On reconnaît ces sels aux caractères suivans :

Caractères. 1. Ils sont, ou blancs ou colorés en jaune, suivant l'état d'oxidation de l'oxide.

2. Leurs dissolutions dans l'eau ont une saveur sucrée.

3. L'hydro-sulfate de potasse n'y produit qu'un précipité blanc, qui consiste dans l'oxide de cérium. L'acide hydro-sulfurique ne les précipite point.

4. Le ferrocyanate de potasse y occasionne un précipité blanc laiteux, qui se dissout dans les acides nitrique et hydrochlorique.

5. Ces dissolutions ne sont point précipitées par l'acide gallique, ni par l'infusion de noix de galle.

6. L'oxalate d'ammoniaque y produit un précipité blanc, soluble dans les acides nitrique et hydrochlorique.

7. L'arseniate de potasse, versé dans les dissolutions des sels de cérium, les précipite en blanc. Le tartrate de potasse ne les trouble point.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de cérium.* L'acide nitrique s'unit à l'un et à l'autre des oxides de cérium. Il se combine plus facilement avec le protoxide, et spécialement lorsque cet oxide est à l'état d'un carbonate. La dissolution est incolore ; elle cristallise difficilement et retient un excès d'acide. Sa saveur est austère et sucrée.

L'action de l'acide nitrique sur le peroxide est très-faible à froid ; mais à l'aide de la chaleur, elle en produit promptement la dissolution. La liqueur est de couleur jaune ; elle donne, lorsqu'elle contient un excès d'acide, de petits cristaux blancs qui sont déliquescens à l'air. La dissolution saturée ne cristallise pas.

Les nitrate et pernitrate de cérium sont, l'un et l'autre,

solubles dans l'alcool. Ils sont décomposés par la chaleur, en laissant un oxide coloré en rouge [1].

Esp. 2. *Carbonate de cérium.* L'acide carbonique se combine aisément avec le protoxide de cérium. Le moyen le plus facile d'obtenir le carbonate de ce métal consiste à précipiter, par un carbonate alcalin, le protoxide de cérium de sa dissolution. Le précipité est grenu, d'un blanc argenté, et insoluble dans l'eau acidulée avec l'acide carbonique. Suivant Klaproth, le carbonate de cérium est composé de 2. Carbonate.

| | |
|---|---|
| 23 | Acide. |
| 65 | Oxide. |
| 12 | Eau. |
| 100 | |

On peut aussi préparer ce sel en faisant passer un courant de gaz acide carbonique dans l'eau, tenant l'oxide de cérium en suspension; et en effet, l'avidité de cet oxide pour l'acide carbonique est telle qu'il l'enlève même à l'air atmosphérique [2].

Esp. 3. *Phosphate de cérium.* Lorsqu'on met en digestion dans l'eau un mélange d'oxide de cérium et d'acide phosphorique, on obtient, sous la forme d'une poudre blanche insoluble, un phosphate de cérium. La même poudre est précipitée par le phosphate de soude des dissolutions du métal. Les acides nitrique et hydrochlorique dissolvent le phosphate de cérium [3].

Esp. 4. *Sulfate de cérium.* L'acide sulfurique attaque difficilement le peroxide, ou oxide rouge, de cérium. On parvient cependant à en opérer complètement la dissolution dans cet acide étendu d'eau, en le tenant pendant assez long-temps en digestion avec l'oxide. La dissolution est de couleur orangé. Elle donne, par l'évaporation, de petits cristaux octaèdres et aiguillés de persulfate de cérium, en partie jaune citron et en partie orangé. Le sel, ainsi obtenu, n'est soluble dans l'eau qu'à la faveur d'un excès d'acide. Sa saveur est alors acide et sucrée. Lorsque ces cristaux sont exposés à l'air, ils se réduisent promptement en une poussière jaune. 4. Sulfate.

---

[1] Hisinger et Berzelius, Gehlen's Journ. II, 409. Vauquelin, Ann. de Chim. LIV, 51.

[2] Klaproth, Hisinger, Berzelius et Vauquelin.

[3] Klaproth, Hisinger et Berzelius.

L'acide sulfurique se combine très-aisément avec le protoxide de cérium, et spécialement lorsqu'il est à l'état de carbonate. La dissolution est sans couleur; elle a une saveur sucrée, et donne facilement des cristaux de sulfate de cérium. En traitant le persulfate de cérium avec l'acide hydrochlorique, il y a dégagement de chlore, le sel perd sa couleur et se convertit en sulfate de cérium. Une chaleur médiocre en sépare également l'oxigène, et le même changement est produit [1].

Esp. 5. *Sulfate de potasse et de cérium* La décomposition, par la potasse, du sur-sulfate ou du sur-persulfate de cérium, donne naissance à un sel triple qui se dépose. Avec le sur-sulfate ce sel est blanc, il est jaune lorsque c'est le sur-persulfate qu'on a employé. Ce sel triple se fond lorsqu'il est chauffé. L'acide nitrique le dissout et le décompose. Le même sel triple est précipité par l'hydrochlorate de cérium d'une dissolution de sulfate de potasse [2].

Esp. 6. *Sulfite de cérium.* L'acide sulfureux forme avec le peroxide de cérium, qu'il dissout, une liqueur dont on obtient, par évaporation, des cristaux de couleur améthyste pâle [3].

7. Arseniate. Esp. 7. *Arséniate de cérium.* L'acide arsenique ne précipite point l'hydrochlorate de cérium. Etant mis en digestion avec l'oxide de ce métal, il se produit un composé qui n'est rendu soluble que par une addition d'acide en excès. La dissolution ne cristallise pas; elle dépose, par l'évaporation, un arseniate insoluble, et le résidu se dessèche en une masse gélatineuse incolore [4].

Esp. 8. *Molybdate de cérium.* Le molybdate d'ammoniaque ne précipite point les sursels de cérium; mais il décompose les dissolutions neutres, et le molybdate de cérium est précipité en un sel blanc insoluble dans les acides [5].

8. Acétate. Esp. 9. *Acétate de cérium.* L'oxide de cérium nouvellement précipité par des alcalis, se dissout avec facilité dans l'acide acétique. La dissolution, lorsqu'elle est saturée, a une saveur sucrée. Elle donne, par l'évaporation, de petits cris-

---

[1] Klaproth, Hisinger, Berzelius et Vauquelin.
[2] Hisinger et Berzelius, Gehlen's Journ. II, 413.
[3] Klaproth, Gehlen's Journ. II, 312.
[4] Hisinger et Berzelius, Gehlen's Journ. II, 413.
[5] *Ibid.*

taux grenus, aisément solubles dans l'eau et très-peu dans l'alcool. Ils ne s'altèrent point à l'air [1].

Esp. 10. *Benzoate de cérium.* L'acide benzoïque ne précipite point l'hydrochlorate de cérium; mais lorsqu'on met cet acide en digestion sur l'oxide de cérium nouvellement précipité, la dissolution a lieu. Ce liquide donne d'abord, par le refroidissement, des cristaux d'acide benzoïque, et le benzoate de cérium se précipite ensuite à l'état d'une poudre blanche insoluble [2].

Esp. 11. *Succinate de cérium.* Si l'on verse quelques gouttes d'une dissolution de succinate d'ammoniaque dans une dissolution d'hydrochlorate ou de nitrate de cérium, il se forme un précipité qui disparaît aussitôt. En ajoutant une nouvelle quantité de succinate d'ammoniaque, le succinate de cérium est séparé à l'état d'une poudre blanche. Ce sel n'est pas entièrement insoluble dans l'eau, qui en retient encore une petite portion. Le succinate d'ammoniaque n'enlève point le cérium à l'acide acétique, ce qui fournit un moyen facile de séparer le fer du cérium avec lequel il est souvent mêlé [3]. 11. Succinate.

Esp. 12. *Oxalate de cérium* Le cérium est précipité de ses dissolutions par l'acide oxalique et par l'oxalate d'ammoniaque. Avec le peroxide, le précipité est rouge; avec le protoxide il est blanc. Il ne se redissout pas dans un excès d'acide; mais l'ammoniaque en opère facilement la dissolution qui prend une couleur jaune [4].

Esp. 13. *Tartrate de cerium.* L'acide tartarique mis en digestion sur de l'oxide de cérium récemment précipité, forme, avec cet oxide, un sel qui se dissout aisément dans l'eau, à raison de l'excès d'acide qu'il contient. En étendant cette dissolution d'eau en grande quantité, le tartrate de cérium se précipite sous la forme de flocons blancs insolubles. L'acide tartarique ne précipite point les dissolutions de sulfate, nitrate ou hydrochlorate de cérium; mais avec le tartrate de potasse, qui décompose ces sels, elles déposent le tartrate de cérium en une poudre blanche. Ce sel est léger, 13. Tartrate.

---

[1] Hisinger et Berzelius, Gehlen's Journ. II, 414.
[2] *Ibid.* p. 413.
[3] *Ibid.* p. 414.
[4] *Ibid.* p. 413.
[5] Hisinger et Berzelius, Vauquelin.

doux au toucher, sans saveur et insoluble dans l'eau. Il se dissout dans les acides nitrique, hydrochlorique et sulfurique, ainsi que dans les alcalis caustiques [1].

Esp. 14. *Citrate de cérium.* L'hydrochlorate de cérium n'est pas précipité par l'acide citrique; mais par la digestion de cet acide sur l'oxide nouvellement précipité, il se forme un composé insoluble, qui devient susceptible de se dissoudre par un excès d'acide. La dissolution ne cristallise pas. L'alcool prive le citrate de cérium de son eau et d'une partie de son acide, mais il ne le dissout pas [2].

---

## SECTION XVII.

### *Sels d'Urane.*

Les sels de ce genre n'ont encore été examinés que par Klaproth, Richter et Bucholz. Ce dernier chimiste a publié une description très-détaillée des sulfate et nitrate d'urane.

Les sels d'urane se distinguent par les propriétés suivantes.

Caractères. 1. Ils sont, pour la plupart, solubles dans l'eau, qu'ils colorent en jaune.

2. Les alcalis caustiques précipitent ces dissolutions en jaune et les carbonates alcalins en blanc. Ces précipités sont solubles dans un excès d'alcali.

3. Avec le ferrocyanate de potasse, le précipité, de couleur rouge brunâtre, ne se présente point sous la forme de flocons comme avec le ferrocyanate de cuivre.

4. L'hydrosulfate de potasse produit, dans les dissolutions des sels d'urane, un précipité jaune brunâtre.

5. Par l'infusion de noix de galle le précipité est de couleur chocolat.

6. Il n'y a aucun précipité produit par le zinc, le fer ou l'étain [3].

14. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate d'urane.* L'urane se dissout aisément dans l'acide nitrique et avec dégagement de deutoxide d'azote; la dissolution est d'une couleur jaunâtre [4]. Cet acide dissout plus

---

[1] Hisinger et Berzelius, Vauquelin.

[2] Hisinger et Berzelius, Gehlen's Journ. II, 113.

[3] Klaproth, Crell's Annals. I, 130. Eng. Trans. Richter's Nevern Gegenstande. Gren's Handbuck. III, 741.

[4] Bucholz, Gehlen's Jour. IV, 36.

facilement encore l'oxide du métal auquel il s'unit, suivant les expériences de Bucholz[1], en deux proportions, d'où résultent un nitrate et un sous-nitrate d'urane.

1. *Nitrate.* Klaproth a fait voir que la meilleure manière de préparer ce sel, consiste à dissoudre l'oxide d'urane dans l'acide nitrique et à faire cristalliser la dissolution. Elle donne des cristaux, lorsqu'étant saturée à chaud, elle est brusquement refroidie ; mais on ne les obtient réguliers que par son évaporation à une douce chaleur. La cristallisation réussit le mieux lorsque la dissolution est avec un léger excès d'acide[2], et les cristaux varient un peu en couleur selon la manière dont la cristallisation a eu lieu. Lorsque la dissolution est complètement saturée de l'oxide, les cristaux sont d'un jaune citron avec une teinte verdâtre sur les bords ; mais, lorsqu'il y a excès d'acide, leur couleur est entièrement verdâtre. Les cristaux sont des tables souvent hexagones ; mais avec des précautions, on peut les avoir en larges primes rectangulaires, à quatre pans applatis[3].

Ces cristaux se dissolvent avec une extrême facilité dans l'eau. 93 parties de ce liquide peuvent dissoudre, à la température ordinaire de l'atmosphère, 200 parties de nitrate d'urane. Ce liquide bouillant les dissout en toute proportion, parce qu'a cette température l'eau de cristallisation suffit pour maintenir le sel à l'état de dissolution. Le nitrate d'urane est encore plus soluble dans l'alcool pur. Une partie de ce liquide peut se charger de trois parties un tiers de ce sel. La dissolution est de couleur jaune et en consistance de sirop. L'alcool bouillant le dissout en toutes quantités; mais à mesure que la dissolution refroidit, une portion du sel se précipite; elle donne, par l'évaporation, des cristaux réguliers de nitrate d'urane. Si on laisse cette dissolution exposée, pendant longtemps, à une température d'environ 45° centig., le sel est en partie décomposé; il se dépose une poudre jaune dont une portion est l'oxide d'urane, et une portion le même oxide uni vraisemblablement à un acide végétal. En distillant, à une chaleur très-modérée, un mélange de quatre parties de nitrate d'urane et d'une partie d'alcool, la première portion qui passe Propriétés.

---

[1] Bucholz, Gehlen's Journ. IV, 158.
[2] *Ibid.* p. 145.
[3] *Ibid.* p. 146.

a une odeur d'éther nitrique, et la seconde contient de l'acide acétique [1].

L'éther sulfurique dissout environ les 0,25 de son poids de ce sel. La dissolution, de couleur jaune citron, passe au vert par son exposition de quelques instans aux rayons solaires; et, au bout de quelques heures, il s'y dépose une portion aqueuse, de couleur verte, qui contient de l'urane. L'éther acquiert l'odeur d'éther nitrique, et il se précipite de l'oxide noir d'urane [2].

Le nitrate d'urane, exposé à l'air à la température d'environ 38° centigr., y tombe très promptement en une poussière blanche; mais dans un air froid et humide, il se résout très rapidement en liquem [3].

Chauffé, il se fond dans son eau de cristallisation, qui se dissipe peu-à-peu, en entraînant avec elle une portion de l'acide. Si l'on augmente la chaleur, il se dégage du deutoxide d'azote, et a la fin une portion de gaz oxigène. Par ce moyen, on sépare, non-seulement la totalité de l'eau et de l'acide, mais on enlève encore au métal une portion considérable de son oxigène [4].

Composition. Il résulte des expériences de Bucholz, que le nitrate d'urane est composé de

| | |
|---|---|
| 61 | Oxide. |
| 25 | Acide. |
| 14 | Eau. |
| 100 [5] | |

2. *Sous-nitrate.* Lorsqu'on chauffe le nitrate d'urane jusqu'à ce que sa couleur soit devenue d'un jaune orangé, il ne se dissout pas complètement dans l'eau; il reste une poudre jaune citron. Une portion de la même poudre se précipite également de la dissolution avant qu'elle soit amenée au point de cristaliser. Cette poudre, insoluble dans l'eau, est, ainsi 2. Sulfate. que Bucholz l'a fait voir, un sous-nitrate d'urane [6].

Esp. 2. *Sulfate d'urane.* L'acide sulfurique, concentré ou étendu, n'a que peu d'action sur l'urane à l'état métallique [7].

---

[1] Bucholz, Gehlen's Journ. IV, 151.
[2] *Ibid.* p. 156.
[3] *Ibid.* p. 150.
[4] *Ibid.* p. 149.
[5] *Ibid.* p. 148.
[6] *Ibid.* p. 158.
[7] *Ibid.* p. 36.

En faisant bouillir l'oxide d'urane, obtenu du nitrate de ce métal par la chaleur, avec une suffisante quantité d'acide sulfurique étendu, et en abandonnant la dissolution à elle-même dans un lieu chaud, Bucholz en obtint des cristaux aiguillés de sulfate d'urane. Comme ces cristaux contenaient un excès d'acide, quoique la dissolution de l'oxide n'eût pas été complètement opérée, Bucholz, après les avoir redissous dans l'eau, ajouta un peu d'acide nitrique à la liqueur, qu'il fit bouillir, jusqu'à siccité, sur une nouvelle portion d'oxide d'urane. La masse fut de nouveau dissoute dans l'eau; et la liqueur filtrée abandonnée à elle-même. Au bout de quelques mois, il s'y était déposé de très-petits cristaux prismatiques; et en continuant alors l'évaporation, on en obtint quelques-uns en tables.

La couleur de ces cristaux est le jaune citron; ils se dissolvent dans les 0,625 de leur poids d'eau froide, et dans les 0,450 de ce liquide bouillant. La dissolution de consistance de sirop, donne peu-à-peu, par son évaporation spontanée, des cristaux réguliers. Ces cristaux se dissolvent dans l'alcool pur, dans la proportion des 0,04 de leur poids, à la température ordinaire, et des 0,05, à celle de l'ébullition. Par son exposition au soleil, la couleur de la dissolution, d'abord d'un jaune clair, devient verte, et l'oxide s'y précipite peu-à-peu en totalité, en entraînant avec lui une portion d'acide sulfurique; elle exhale, en même-temps, d'une manière sensible, l'odeur d'éther.

Le sulfate d'urane cristallisé, chauffé au rouge, diminue des 0,14 de son poids; chauffé au blanc, il perd la totalité de son eau et de son acide. Le résidu, dont le poids s'élève aux 0,46 de celui primitif du sel, est une poudre noire grisâtre, consistant dans l'oxide pur d'urane.

D'après les expériences de Bucholz, à qui nous sommes redevables de la connaissance de tous les faits que nous venons d'énoncer, la composition du sulfate d'urane est de

| | |
|---|---|
| 18 | Acide. |
| 70 | Oxide. |
| 12 | Eau. |
| 100 * | |

* Gehlen's Journ. IV, 134.

*Surplus des espèces.*

Phosphate. Esp. 3. L'action de l'acide phosphorique sur l'oxide d'urane, produit des flocons blancs jaunâtres, qui se dissolvent très-difficilement dans l'eau. On peut précipiter, par l'acide phosphorique, le phosphate d'urane d'une dissolution d'acétate d'urane [1].

Arseniate. Esp. 4. On obtient l'arseniate d'urane, à l'état d'une poudre blanche jaunâtre, en précipitant la dissolution de nitrate d'urane par un arseniate alcalin.

Esp. 5 et 6. On peut former de la même manière les tungstate et molybdate d'urane. Le premier de ces sels est une poudre blanche brunâtre insoluble dans l'eau; et le second, également de forme pulvérulente, et de couleur jaune blanchâtre, ne s'y dissout que difficilement.

Acétate. Esp. 7. En faisant digérer de l'acide acétique concentré sur de l'oxide d'urane, il le dissout, et on obtient de beaux cristaux jaunes, en prismes à quatre pans, longs, déliés, transparens, terminés par des pyramides tétraèdres. En chauffant, par degrés, ces cristaux, l'acide est décomposé et séparé; mais l'oxide qui reste, conserve la forme des cristaux [2].

Tartrate. Esp. 8. L'union de l'acide tartarique avec l'oxide d'urane produit un sel qui se dissout à peine dans l'eau.

Richter parvint aussi à se procurer les borate, oxalate, citrate, malate, benzoate, succinate et sébate d'urane; mais les propriétés de ces sels n'ont pas été décrites.

---

## SECTION XVIII.

*Sels de zinc.*

Le zinc, à raison de sa grande affinité pour l'oxigène, est attaqué avec force par presque tous les acides. Les sels de ce métal sont donc très-faciles à obtenir; et comme le métal ne forme qu'un oxide, ces sels ne sont pas susceptibles de changer d'état, comme ceux de fer et d'étain. On peut les reconnaître aux propriétés qui suivent.

---

[1] Klaproth, Crell's Ann. I, 135. Engl. Trans.
[2] *Ibid.*

1. Ils sont pour la plupart solubles dans l'eau, et la dissolution reste incolore et transparente. Caractères.

2. Le ferrocyanate de potasse versé dans ces dissolutions, y occasionne un précipité blanc.

3. Ces sels sont également précipités en blanc de leurs dissolutions par l'hydro-sulfate de potasse et par l'acide hydrosulfurique.

4. Il ne se forme aucun précipité dans ces dissolutions par l'acide gallique et l'infusion de noix de galle.

5. Les alcalis produisent un précipité blanc, qui se dissout facilement dans les acides, sulfurique ou hydrochlorique.

6. Le zinc n'est précipité à l'état métallique par aucun des autres métaux.

7. Les sulfocyanate et hydriodate de potasse précipitent en blanc la dissolution d'un sel de zinc.

Esp. 1. *Nitrate de zinc.* L'acide nitrique agit avec une si prodigieuse énergie sur le zinc, qu'on a annoncé qu'il peut l'enflammer. Quoique pour modérer cette action de l'acide, il soit nécessaire de ne l'employer que très-étendu, il se produit cependant encore une chaleur considérable avec une vive effervescence qu'occasionne le dégagement de protoxide d'azote. 1. Nitrate.

La dissolution, transparente et incolore, est très-caustique; elle donne, par l'évaporation, des cristaux en prismes tétraèdres comprimés et striés, terminés par des pyramides à quatre faces. La pesanteur spécifique de ces cristaux est de 2,096 [1]. Ils attirent l'humidité de l'air; ils sont solubles dans l'eau et dans l'alcool. Chauffés, ils se fondent; mis sur les charbons ardens, ils détonent avec émission d'une flamme rouge. A la distillation, ils exhalent des vapeurs rouges d'acide nitreux, et prennent la forme gélatineuse. Ils sont complètement décomposés par une forte chaleur, qui en dégage du deutoxide d'azote et du gaz oxigène [2].

Esp. 2. *Carbonate de zinc.* En tenant renfermé dans un vaisseau, de l'acide carbonique liquide avec du zinc, ou son oxide réduit en poudre fine, il s'en dissout une portion considérable. En exposant cette dissolution à l'air, elle s'y recouvre peu-à-peu d'une pellicule irisée d'oxide de zinc [3]. On 2. Carbonate.

---

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Fourcroy. V, 382.
[3] Bergman. I, 35.

peut obtenir le carbonate de zinc à l'état de poudre blanche, en précipitant, par un carbonate alcalin, le zinc de sa dissolution dans les acides.

Bergman avait reconnu le premier, par l'analyse, que ce sel se trouve natif sous le nom de *calamine;* mais les inductions qu'il en avait tirées furent contestées par les minéralogistes, et considérées par la plupart d'entre eux comme erronées. Cependant elles ont été pleinement confirmées par les expériences très-exactes de Smithson, desquelles il résulte évidemment qu'on a compris, sous le nom de calamine, différentes substances, et entre autres le carbonate de zinc.

Suivant l'analyse de Bergman, le carbonate de zinc natif est composé de

Composition.

28 Acide.
66 Oxide.
6 Eau.
100[1]

Et d'après l'analyse de Smithson, le carbonate *aride* contient:

1 Acide.
2 Oxide.
3[2]

Lorsqu'il est avec son eau, la proportion des autres parties constituantes continue d'être la même. Smithson a fait voir que, dans ce cas, l'eau étant en état de combinaison avec l'oxide de zinc, constitue un hydrate, qui est composé de

3 Oxide.
1 Eau.
4[3]

Le carbonate anhydre de zinc est formé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide carbonique.... | 34,92.... | 1 atôme. |
| Oxide de zinc..... | 65,08.... | 1 atôme. |
| | 100,00 | |

[1] Opusc. II, 326.
[2] Phil. Trans. 1803, p. 23.
[3] *Ibid.*

Les parties constituantes du carbonate avec eau, sont 1 atôme acide, 1 atôme oxide et 1 atôme eau, ou, en poids,

| | |
|---|---|
| Acide carbonique ..... | 30,55 |
| Oxide de zinc..... | 56,94 |
| Eau..... | 12,51 |
| | 100,00 |

Esp. 3. *Borate de zinc*. L'acide borique attaque à peine le zinc; mais il se combine avec son oxide, et forme, par cette combinaison, un sel insoluble, qui est un *borate de zinc*. On peut précipiter ce sel en une poudre blanche, soit en ajoutant du borate de soude à des dissolutions de nitrate ou hydrochlorate de zinc, soit en mêlant de l'acide borique avec du sulfate liquide de zinc. Ce borate, fortement chauffé, jaunit, et finit par se convertir en une scorie opaque *. 3. Borate.

Esp. 4. *Silicate de zinc*. Ce sel se rencontre natif, accompagnant la mine de plomb, et il est connu sous le nom de *calamine électrique*, calamine lamelleuse. On le trouve souvent cristallisé en petits prismes héxaèdres, et en octaèdres aigus. Sa couleur est le blanc, avec une nuance de gris, de bleu, ou de jaune. Sa cassure est lamelleuse, avec un peu de transparence. La pesanteur spécifique de ce silicate, est de 3,4. Si c'est un composé de 1 atôme de silice et de 1 atôme d'oxide de zinc, ses parties constituantes doivent être 4. Silicate.

| | |
|---|---|
| Silice..... | 28,08 |
| Oxide de zinc..... | 71,92 |
| | 100,00 |

Or, les analyses de Klaproth et de John donnent pour résultat moyen

| | |
|---|---|
| Silice..... | 29,7 |
| Oxide..... | 70,3 |
| | 100,0 |

Nombres qui se rapprochent suffisamment entre eux, pour nous faire voir que la composition que nous avons supposée est la véritable.

Esp. 5. *Phosphate de zinc*. L'acide phosphorique dissout le zinc avec effervescence; mais son action cesse lorsque la quantité du zinc dissoute suffit pour convertir l'acide en un bi-phosphate, composé de deux atômes d'acide, et d'un 5. Phosphate.

* Wenzel's Verwandtschaft, p. 251.

atôme d'oxide de zinc. Cette dissolution ne cristallise point; et lorsqu'elle a été évaporée à siccité, le résidu peut être redissous dans l'eau, à moins que la chaleur n'ait été suffisante pour chasser la totalité de l'eau, et opérer une fusion vîtreuse du sel, qui alors devient insoluble. La saveur de ce bi-phosphate est acide et astringente, et il rougit les couleurs bleues végétales.

Lorsqu'on introduit du carbonate de zinc dans de l'acide phosphorique, il est dissous avec effervescence, et il se forme un bi-phosphate, comme lorsque c'est le métal qu'on emploie. Mais si l'on fait bouillir la dissolution acide sur du carbonate de zinc après qu'elle a refusé d'en prendre davantage à froid, le tout est converti par degrés en un magma, qui devient très-dur lorsqu'il est froid. Il se ramollit lorsqu'on le chauffe, et si on pousse le feu, il s'en exhale en abondance du deutoxide d'azote. La substance, ainsi obtenue, est un phosphate de zinc. C'est une matière blanche insipide, insoluble dans l'eau. Au chalumeau, elle se fond promptement en un verre transparent, incolore. Le phosphate de zinc est composé de

| | |
|---|---|
| Acide phosphorique..... | 100 |
| Oxide de zinc..... | 113,8 |

Le bi-phosphate contient deux fois autant d'acide uni au même poids de base.

6. Sulfate. Esp. 6. *Sulfate de zinc.* L'acide sulfurique concentré a très-peu d'action sur le zinc, si ce n'est à l'aide de la chaleur; mais lorsqu'il est suffisamment étendu d'eau, il attaque le métal avec énergie. Il y a dégagement de gaz hydrogène, et le zinc est promptement dissous. Dans ce cas, l'eau est décomposée; son oxigène se combine avec le métal, et son hydrogène se dégage. En évaporant convenablement cette dissolution, elle donne des cristaux de sulfate de zinc.

Histoire. Ce sel, d'après les documens les plus exacts qui nous aient été transmis sur son origine, fut découvert à Ramelsberg en Allemagne, vers le milieu environ du seizième siècle. Henkel et Neumann furent les premiers chimistes qui y démontrèrent la présence du zinc; et Brandt, celui qui en reconnut complètement la composition*. On le forme généralement, pour les besoins du commerce, en traitant, par le

* Beckman's History of inventions, art. *zinc.*

grillage, la mine de zinc sulfuré, appelée blende par les minéralogistes. Cette opération convertit le soufre du sulfure en acide. On lessive alors avec de l'eau; et on concentre la liqueur du lessivage au point, qu'en refroidissant, elle cristallise très-promptement, et se forme en une masse semblable à un pain de sucre. Ce sel est ordinairement connu sous le nom de *vitriol blanc*; il n'est pas pur, il contient presque toujours du fer, et souvent du cuivre et du plomb. C'est à la présence de ces métaux que sont dûes les taches jaunes dont la surface de ce sel est parsemée, ainsi que le sédiment d'un brun sale que dépose sa dissolution dans l'eau; circonstance dont se plaignent beaucoup les chirurgiens, lorsqu'ils font emploi de cette dissolution comme médicament. On peut purifier aisément le sulfate de zinc en ajoutant à sa dissolution dans l'eau de la limaille de ce métal, et en l'agitant. Le zinc en précipite les métaux étrangers dont il prend la place. On filtre alors la dissolution, et en l'évaporant convenablement, on en obtient le sulfate de zinc en cristaux.

Propriétés.

Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces. Deux bords opposés du prisme sont ordinairement remplacés par des petites faces, ce qui rend le prisme hexaèdre[1]. La pesanteur spécifique de ce sel cristallisé est de 1,912, et de 1,3275 seulement lorsqu'il est à l'état où il se trouve communément dans le commerce[2]. A la température de 16° centig., l'eau dissout 1,4 fois son poids de ce sel, et il est soluble, en toute proportion, dans l'eau bouillante. Il se fond par la chaleur, et perd promptement son eau de cristallisation. A une température élevée, il perd, en plus grande partie, son acide.

Les parties constituantes de ce sel sont:

| | | |
|---|---|---|
| 1 Atôme acide sulfurique. . . . . | = | 31,74 |
| 1 Atôme acide de zinc. . . . . | = | 32,54 |
| 5 Atômes eau. . . . . | = | 35,72 |
| | | 100,00 |

Ces proportions se rapprochent de très-près de celles

[1] Bergman. II, 327.

[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12. Suivant le docteur Watson. I, 933 (Essays. V, 67).

de Berzelius, qui trouva, par l'analyse, que ce sel est composé de

| | |
|---|---|
| Acide..... | 30,965 |
| Oxide..... | 32,585 |
| Eau..... | 36,450 |
| | 100,000* |

Lorsque ce sel est fortement chauffé, il perd la totalité de son acide et de son eau, et l'oxide de zinc reste à l'état de pureté. Il est probable qu'on peut obtenir facilement l'acide sulfurique pur en distillant ce sulfate ; car il abandonne la totalité de son eau, avant que l'acide commence à s'en séparer.

Esp. 7. *Sulfite de zinc.* L'acide sulfureux dissout l'oxide de zinc avec dégagement de calorique, mais sans effervescence. La dissolution fournit des cristaux de sulfite de zinc. La saveur de ces cristaux est moins âcre, mais plus stiptique que celle des espèces suivantes. Ils sont moins solubles dans l'eau, et cristallisent plus facilement. L'alcool ne peut les dissoudre. Par leur exposition à l'air, ils se convertissent très-promptement en sulfate de zinc, au-lieu que le sulfite sulfuré de zinc y reste long-temps sans éprouver de changement.

8. Hypo-sulfite. Esp. 8. *Hypo-sulfite de zinc.* L'action de l'acide sulfureux sur le zinc est des plus violentes. Il y a production de chaleur, et émission de gaz acide hydro-sulfurique. La dissolution a une saveur âcre, astringente, sulfureuse. Exposée à l'air, elle prend la consistance du miel, et dépose des cristaux alongés, déliés, ayant la forme de prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces. Ce sont des cristaux d'*hypo-sulfite de zinc*, comme Fourcroy et Vauquelin l'ont prouvé ; ils sont solubles dans l'eau et dans l'alcool. Exposés à l'air, ils blanchissent et déposent une poussière blanche, insoluble. Au chalumeau, le sel se boursouffle, émet une lumière éclatante, et forme des ramifications dendritiques. A la distillation, il donne de l'eau, de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique et du soufre. Ce qui reste est l'oxide de zinc et un peu de sulfate de ce métal. Les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique, ajoutés à sa dissolution dans l'eau, en séparent l'acide sulfureux, et il

* Ann. de Chim. LXXXII, 120.

se précipite du soufre. La théorie de la formation de ce sel est évidente. Pendant que la dissolution du zinc a lieu, l'eau et l'acide sulfureux sont décomposés : c'est ce qui produit le développement du gaz acide hydro-sulfurique ; mais la plus grande portion de l'acide sulfureux cédant la moitié de son oxigène pour oxider le métal, il est converti en acide hyposulfureux, qui s'unit avec l'oxide de zinc formé.

Lorsqu'on traite par l'acide sulfureux un mélange de soufre et d'oxide blanc de zinc, le produit est un hyposulfite[1].

Esp. 9. *Arseniate de zinc.* Lorsqu'on verse de l'acide arsenique sur du zinc, il y a effervescence et dégagement de gaz hydrogène arseniqué ; il se précipite une poussière noire, qui est l'arsenic à l'état métallique. On voit ainsi que le zinc enlève à une portion d'eau et d'acide arsenique leur oxigène. En distillant un mélange d'une partie de limaille de zinc et de deux parties d'acide arsenique desséché, aussitôt que la cornue devient rouge, il se produit une détonation violente qu'occasionne l'absorption rapide et soudaine de l'oxigène de l'acide par le zinc. L'arseniate de zinc peut être précipité par l'acide arsenique d'une dissolution d'acétate de zinc, ou par le mélange de dissolutions d'arseniates alcalins et de sulfate de zinc. Ce sel est sous la forme d'une poudre blanche insoluble dans l'eau[2]. 9. Arseniate.

Esp. 10. *Antimoniate de zinc.* Ce sel s'obtient en versant de l'antimoniate de potasse dans une dissolution de sulfate de zinc : c'est une poudre blanche, d'un aspect cristallin lorsqu'elle est sèche. Ce sel est, jusqu'à un certain degré, soluble dans l'eau. Etant chauffé, il abandonne son eau de cristallisation, et jaunit. Il ne se réduit point au chalumeau sur le charbon[3].

Esp. 11, 12, 13. On peut obtenir de la même manière les tungstate, molybdate et chromate de zinc ; ces sels sont également insolubles dans l'eau. Les deux premiers sont blancs, et la couleur du dernier est un rouge orangé.

Esp. 14. *Acétate de zinc.* Le zinc se dissout aisément dans l'acide acétique. Cette dissolution évaporée fournit des 14. Acétate.

---

[1] Fourcroy. V, 380.
[2] Schéele. I, 181.
[3] Berzelius, Nicholson's Journ. XXXV, 42.

cristaux d'acétate de zinc, dont Glauber donna le premier la description. Ce sel a une saveur amère métallique : il cristallise en lames rhomboïdales ou hexagones, ayant l'apparence du talc. Il est très-soluble dans l'eau, et ne s'altère point à l'air. Mis sur des charbons ardens, il brûle avec une flamme bleue. Ses produits, à la distillation, sont de l'eau, un liquide inflammable et un peu d'huile, et vers la fin de l'opération, l'oxide de zinc se sublime [1].

Le docteur Henry a dernièrement recommandé l'emploi de ce sel dans les cas d'inflammation.

Esp. 15. *Succinate de zinc.* La dissolution du zinc dans l'acide succinique s'opère avec effervescence ; elle produit, par l'évaporation, de longs cristaux fins et foliés. Les propriétés de ce sel n'ont pas été examinées [2].

Esp. 16. *Benzoate de zinc.* Le zinc se dissout facilement dans l'acide benzoïque ; la dissolution produit des cristaux aiguillés, solubles dans l'eau et dans l'alcool. En exposant ces cristaux à la chaleur, leur acide est volatilisé [3].

17. Oxalate. Esp. 17. *Oxalate de zinc.* L'action de l'acide oxalique sur le zinc donne lieu à une très-vive effervescence, et il se dépose une poudre blanche, qui est l'oxalate de zinc. Le même sel est précipité, par l'acide oxalique, des dissolutions de sulfate, nitrate, ou hydrochlorate de zinc ; le métal y entre pour les 0,75. L'oxalate de zinc se dissout à peine dans l'eau, à moins qu'il ne soit avec excès d'acide [4].

Esp. 18. *Tartrate de zinc.* L'acide tartarique agit avec effervescence sur le zinc. Il forme, par sa combinaison avec ce métal, un sel difficilement soluble dans l'eau, dont on n'a pas examiné les propriétés [5].

19. Citrate. Esp. 19. *Citrate de zinc.* L'action de l'acide citrique sur le zinc s'exerce avec effervescence. Il se dépose, peu-à-peu, dans la dissolution de ce métal par l'acide, de petits cristaux brillans de citrate de zinc. Leur saveur est styptique et métallique ; ils ne dissolvent point dans l'eau. Ils sont composés de

| | |
|---|---|
| 59 | Acide. |
| 41 | Oxide. |
| 100 | |

[1] Monnet. [2] Wenzel's Verwandtschaft, p. 240.
[3] Trommsdorf, Ann. de Chim. XI, 317.
[4] Bergman. I, 271. [5] Académiciens de Dijon.

Esp. 20. *Rheümate de zinc.* C'est une dissolution d'une couleur paille, qui ne cristallise point, et dont la saveur est caustique[1]. Lorsqu'elle est mêlée avec de l'acétate de plomb, il se produit un précipité.

21. Malate.

Esp. 21. *Malate de zinc.* L'acide malique donne avec le zinc, qu'il dissout, de beaux cristaux de malate de zinc[2].

Esp. 22. *Lactate de zinc.* La dissolution du zinc dans l'acide lactique, qui a lieu avec effervescence, produit un sel susceptible de cristalliser[3].

23. Zumate.

Esp. 23. *Zumate de zinc.* L'acide zumique dissout facilement le carbonate de zinc. La dissolution donne, par l'évaporation, des cristaux groupés confusément, dans lesquels on distingue la figure de prismes à quatre pans, terminés par des sommets obliques. Ces cristaux exigent, à la température de 20° centigrades, 50 fois leur poids d'eau pour se dissoudre. Ils sont plus solubles dans l'eau bouillante[4].

Esp. 24. *Tartrate de potasse et de zinc.* On peut former ce sel en faisant bouillir ensemble dans de l'eau, du tartrate acide de potasse et de la limaille de zinc; il est très-soluble dans l'eau, et cristallise difficilement. Il n'est précipité de ses dissolutions ni par les alcalis, ni par leurs carbonates[5].

Esp. 25. *Sulfate de zinc et de fer.* Ce sel se produit, soit par le mélange de dissolutions de sulfates de fer et de zinc, soit en dissolvant dans l'acide sulfurique étendu un mélange de fer et de zinc. Ses cristaux sont rhomboïdaux, de la figure à-peu-près de ceux du sulfate de zinc, mais leur couleur est d'un vert pâle. Leur saveur se rapproche beaucoup de celle du sulfate de zinc, et leur faculté de dissolubilité en diffère très-peu. Le zinc y entre en beaucoup plus grande proportion que le fer.

Esp. 26. *Sulfate de zinc et de cobalt.* Ce sel, dont Link parla le premier, peut être produit en mettant du safre (oxide de cobalt) en digestion avec du sulfate de zinc. On obtient, par l'évaporation de la liqueur, des cristaux en larges prismes tétraèdres qui s'effleurissent à l'air[6].

---

[1] Henderson, Annals of Philosophy. VIII, 253.
[2] Schéele, Crell's Annals. II, 10. Eng. Trans.
[3] Schéele. II, 65.
[4] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 91.
[5] Académiciens de Dijon; et Thénard, Ann. de Chim. XXXVIII, p. 35.
[6] Crell's Annals. 1796, I, 32.

Le seul des sels de zinc, dont on fasse un grand emploi dans les arts est le sulfate. On se sert quelquefois de l'acétate, comme topique dans les cas d'inflammation. Il est facile de déterminer la composition des sels de zinc, en les considérant comme des composés de 1 atôme d'oxide de zinc, et de 1 atôme de chacun des acides. Un atôme d'oxide de zinc pèse 5,125, et le poids d'un atôme de chacun des acides a été donné précédemment.

---

## SECTION XIX.

### *Sels de Plomb.*

Les sels de plomb furent autrefois distingués par le nom de *Saturne*, qui était celui par lequel les alchimistes désignaient le plomb.

Le protoxide de ce métal semble être le seul qui soit susceptible de se combiner avec les acides, de manière à former des sels.

Les sels de plomb peuvent se reconnaître par les propriétés suivantes, savoir :

Caractères. 1. Ils sont, pour un très-grand nombre d'entre eux, à peine solubles dans l'eau, s'ils ne contiennent pas un excès d'acide. Ces sels se réduisent très-facilement au chalumeau en un bouton du métal.

2. La dissolution dans l'eau des sels solubles de plomb, est généralement incolore et transparente.

3. Ils ont presque tous une saveur plus ou moins sucrée, et à un certain point astringente.

4. Le ferrocyanate de potasse précipite en blanc les dissolutions qui contiennent des sels de plomb.

5. Avec l'hydrosulfate de potasse et l'acide hydrosulfurique, ce précipité est noir.

6. L'acide gallique et l'infusion de noix de galle y forment un précipité blanc.

7. Une lame de zinc, plongée dans une dissolution de plomb, y occasionne ou un précipité blanc, ou la reproduction du plomb dans son état métallique.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de plomb*. L'acide nitrique, lorsqu'il n'est pas trop concentré, agit avec une grande énergie sur le plomb. Il le convertit d'abord en une poudre blanche qui

est un sous-nitrate ; il le dissout alors, et spécialement à l'aide de la chaleur. L'oxide jaune de plomb est complètement dissous par l'acide nitrique et sans effervescence : mais l'oxide rouge est rendu blanc par l'action de l'acide ; il s'en dissout les 0,857 de son poids, et le surplus des 0,143 est converti en oxide brun et reste insoluble [1]. On voit donc ainsi qu'il n'y a que l'oxide jaune, ou le protoxide de plomb, qui se combine avec l'acide nitrique. Les 0,857 de l'oxide rouge sont décomposés ; l'excès d'oxigène s'unit aux 0,143 qui restent, et les convertit en oxide brun, tandis que la base, ou l'oxide jaune, se combine avec l'acide. Il s'ensuit que l'acide nitrique ne forme point d'union avec les oxides rouge ou brun, deutoxide ou tritoxide, de plomb ; que cette union de l'acide n'a lieu qu'avec le protoxide, ou oxide jaune, et qu'il en résulte deux sels. que nous distinguerons, comme à l'ordinaire, par les noms de *nitrate* et *sous-nitrate* de plomb.

1. *Nitrate de plomb.* Ce sel se produit toujours par la dissolution du plomb dans l'acide nitrique, à moins qu'il n'y ait excès de plomb et que la chaleur appliquée ne soit trop forte. On le forme aussi en dissolvant le carbonate, ou plomb blanc, dans l'acide nitrique. La dissolution est transparente et incolore ; et lorsqu'elle a été suffisamment concentrée par l'évaporation, elle cristallise en se refroidissant. Les cristaux sont ordinairement des tétraèdres ayant leurs sommets tronqués, et quelquefois aussi, suivant Rouelle, des pyramides hexaèdres. Ils sont opaques et blancs, avec l'éclat de l'argent. Leur saveur est sucrée et âpre ; ils ne s'altèrent point à l'air. Ils exigent 7,6 parties d'eau bouillante pour se dissoudre [2]. Leur pesanteur spécifique est de 4,068 [3]. Chauffés, ils décrépitent avec une sorte de détonation et en émettant des étincelles très-brillantes [4]. En triturant de ces cristaux avec du soufre dans un mortier chaud, il se produit une faible détonation, et le plomb est réduit à l'état métallique [5]. Nitrate.

Les parties constituantes de ce sel, d'après les analyses

---

[1] Proust.
[2] Wenzel's Verwandtschaft, p. 310.
[3] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[4] Bergman. II, 470.
[5] Van Mons, Ann. de Chim. XXVII, 81.

les plus exactes qui en aient été faites jusqu'à présent sont, savoir :

Composition.

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| Acide... | 32,7775 [1].. | 33 [2].. | 34 [3]... | 32,53 [4] |
| Base.... | 67,2225.... | 67.... | 66.... | 67,47 |
| | 100,0000 | 100 | 100 | 100,00 |

L'oxide de plomb est précipité par les alcalis à l'état d'une poudre jaune. Les acides sulfurique, sulfureux et hydrochlorique se combinent avec l'oxide, et cette combinaison se dépose sous la forme d'une poudre blanche. Le fer, quoique gardé dans une dissolution de nitrate de plomb, n'y occasionne point de précipité [5].

2. *Sous-nitrate.* Chevreul obtint ce sel en faisant bouillir dans l'eau un mélange de parties égales de nitrate de plomb et de protoxide de ce métal, en filtrant la liqueur encore chaude, et en la laissant cristalliser dans un vaisseau fermé. Par le refroidissement il se déposait des cristaux en écailles nacrées. La saveur de ce sel est sucrée et astringente. Lorsqu'on fait passer un courant d'acide carbonique dans sa dissolution, on le convertit en nitrate ordinaire de plomb, et en carbonate de ce métal. Berzelius forma ce sous-nitrate en précipitant le nitrate de plomb par une quantité d'ammoniaque insuffisante pour saturer tout l'acide nitrique, en lavant ensuite complètement le précipité obtenu, et le faisant sécher [6]. On ne peut douter, d'après les analyses de Berzelius et de Chevreul, que le sous-nitrate de plomb ne contienne une quantité de base double de celle qui existe dans le nitrate.

Le nitrate est composé de

| | |
|---|---|
| Acide..... | 100 |
| Base..... | 207,4 |

Les parties constituantes du sous-nitrate sont :

| | Berzelius. | Chevreul. |
|---|---|---|
| Acide..... | 100..... | 100 |
| Base..... | 412,8. .. | 403 |

[1] Berzelius, Gilbert's Annalen. XL, 166.
[2] Chevreul, Ann. de Chim. LXXXIII, 69.
[3] Mon analyse.
[4] Composition théorétique.
[5] Wenzel's Verwandtschaft, p. 90.
[6] Ann. de Chim. LXXXII, 242.

Esp. 2. *Nitrite de plomb.* Ce sel fut découvert par Proust; mais ce sont Berzelius [1] et Chevreul [2] qui en ont déterminé la véritable composition. Wenzel avait bien obtenu ce nitrite; mais à l'époque où ses expériences furent faites, il était impossible d'en déduire les conséquences convenables[3]. Il paraîtrait, d'après les expériences de Berzelius et de Chevreul, qu'il y a trois sous-espèces de ce sel, savoir : le *nitrite*, le *sous-nitrite* et le *quadro-sous-nitrite*. Le nitrite est composé de 1 atôme acide + 1 atôme base, le sous-nitrite de 1 atôme acide + 2 atômes base, et le quadro-sous-nitrite de 1 atôme acide + 4 atômes base. 2. Nitrite.

1. *Sous-nitrite.* Lorsqu'on fait bouillir une dissolution de nitrate de plomb sur du plomb métallique, le plomb est dissous par dégrés aux dépens de l'acide qui s'échappe en partie à l'état de deutoxide d'azote, et qui est en partie converti en acide nitreux. S'il n'y a que la quantité nécessaire de plomb dissoute, quantité qui s'élève, suivant Berzelius, à 7,8 parties de plomb, par 10 parties du nitrate de ce métal employé ; la dissolution est de couleur jaune, et dépose du sous-nitrite de plomb en écailles. Mais si une plus grande quantité de plomb a été dissoute, il se forme également un quadro-sous-nitrite; et presque le tout est converti dans ce sel, lorsqu'en faisant bouillir du nitrate de plomb sur ce métal, il s'en dissout autant que possible. Suivant Chevreul, le meilleur procédé, pour préparer le sous-nitrite, consiste à faire passer un courant d'acide carbonique dans une dissolution de quadro-sous-nitrite. La moitié de l'oxide de plomb se précipite à l'état de carbonate. En faisant évaporer, après l'avoir filtrée, la liqueur, qui ne contient plus alors que le sous-nitrite, elle dépose des cristaux de ce sel.

Il cristallise en lames ou écailles jaunes. 100 parties d'eau, à la température de 23° centigrades, dissolvent 1,26 parties de ce sel ; 100 parties d'eau bouillante en prennent 9,41 parties. Lorsqu'on laisse refroidir cette dernière dissolution à 23°, elle retient plus du sel qu'elle n'en pourrait dissoudre à cette même température. La dissolution du sous-nitrite de plomb est jaune. Elle restitue la couleur bleue du papier de

---

[1] Ann. de Chim. LXXXIII, 5.
[2] *Ibid.* p. 67.
[3] Verwandtschaft, p. 90.

tournesol rougi par un acide. Elle n'absorbe pas l'oxigène de l'atmosphère; mais, par son exposition à l'air, elle se recouvre d'une pellicule de carbonate de plomb. Lorsqu'on projète de ce sel, réduit en poudre, dans les acides nitrique et acétique, il se produit un dégagement de vapeur nitreuse. En faisant passer un courant d'acide carbonique dans la dissolution aqueuse de ce sel, il paraîtrait, d'après les expériences de Chevreul, que cet acide en précipite une moitié de l'oxide de plomb à l'état de carbonate, et que la moitié qui reste, combinée avec l'acide nitreux, constitue le *nitrite de plomb;* mais comme ce chimiste n'évapora pas la dissolution, ou qu'il n'obtint pas séparément le nitrite, nous n'en connaissons pas les propriétés.

Lorsqu'on verse du carbonate de potasse dans le sous-nitrite de plomb, il s'opère une double décomposition; il se précipite du carbonate de plomb, et il reste du nitrite de potasse en dissolution. En faisant bouillir cette dissolution avec du protoxide de plomb, le sous-nitrite de plomb est converti en quadro-sous-nitrite; mais il faut que l'ébullition soit prolongée pendant très-long-temps, pour que ce changement ait complètement lieu.

Ce sous-nitrite, d'après les expériences de Berzelius et Chevreul, dont les résultats se trouvent concorder, est composé de

| | |
|---|---|
| 20 | Acide et eau. |
| 80 | Protoxide de plomb. |
| 100 | |

Suivant Chevreul *, ses parties constituantes, abstraction faite de l'eau, sont

| | | |
|---|---|---|
| Acide... | 18,15... | 100 |
| Base.... | 81,85... | 450 |

Si, comme cela doit être, le sel est formé de 1 atôme d'acide nitreux, et de 2 atômes de protoxide de plomb, sa composition sera

| | |
|---|---|
| Acide... | 100 |
| Base.... | 486,95 |

* Ann. de Chim. LXXXIII, 88.

2. *Quadro-sous-nitrite.* On obtient ce sel en faisant dissoudre dans du nitrate de plomb, de ce métal, au maximum de la quantité que le nitrate en peut prendre. Ce quadro-sous-nitrite cristallise en petites aiguilles, qui se réunissent en étoiles. Il est d'un rouge de brique. 100 parties d'eau bouillante dissolvent environ 3 parties de ce sel. 100 parties d'eau à la température de 23° centigrades n'en prennent que 0,7 parties. Il est décomposé par le carbonate de potasse, et par les acides sulfurique, nitrique et acétique, de la même manière que la sous-espèce qui précède. L'acide carbonique produit dans sa dissolution un précipité abondant de carbonate de plomb. Les parties constituantes du quadro-sous-nitrite de plomb sont, suivant Berzelius :

| | | |
|---|---|---|
| Acide.... | 10,175... | 100 |
| Oxide.... | 89,825... | 882,8 |
| | 100,000 | |

Et suivant Chevreul,

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 9,9... | 100 |
| Oxide..... | 90,1... | 910 |
| | 100,0 | |

Si nous considérons ce sel, comme étant un composé de 1 atôme acide + 4 atômes oxide, il devra consister dans

| | |
|---|---|
| Acide..... | 100 |
| Oxide..... | 973,9 |

3. *Nitrite.* Berzelius obtint ce sel en mêlant une dissolution chaude et concentrée de sous-nitrite de plomb, avec la quantité d'acide sulfurique étendu qu'il fallait pour précipiter la moitié de l'oxide de plomb contenu dans le sous-nitrite. Après avoir séparé par le filtre le sulfate de plomb, qui s'était formé, il laissa cristalliser la liqueur par évaporation spontanée. Il s'y déposa des cristaux octaèdres d'un jaune foncé. Ce nitrite de plomb est beaucoup plus soluble dans l'eau que le nitrate. Lorsqu'il est exposé à la chaleur, il fond et se gonfle beaucoup pendant que son acide et son eau s'en

séparent. D'après les expériences et les évaluations de Berzelius, ce nitrite de plomb est formé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide nitreux..... | 23,925... | 100 |
| Protoxide de plomb. | 70,375... | 294,14 |
| Eau..... | 5,700 | |
| | 100,000[1] | |

En le supposant un composé de 1 atôme acide hypo-nitreux et de 1 atôme oxide de plomb, ses parties constituantes devront être

| | |
|---|---|
| Acide..... | 100 |
| Oxide..... | 294,73 |

3. Carbonate. Esp. 3. *Carbonate de plomb.* L'acide carbonique n'a aucune action quelconque sur le plomb, et ne dissout point non plus son oxide; mais il se combine facilement avec le protoxide, et cette combinaison forme un carbonate. Le moyen le plus facile d'obtenir ce sel, consiste à précipiter le plomb de sa dissolution dans l'acide nitrique, par les carbonates alcalins. On le produit ainsi sous la forme d'une poudre blanche. Ce sel est sans saveur, insoluble dans l'eau; mais susceptible de se dissoudre dans la potasse caustique de la même manière que les oxides de plomb.

Blanc de plomb. Le *blanc de plomb* du commerce, ou *céruse*, dont on fait usage comme couleur, n'est autre chose, ainsi que Bergman l'observa le premier, qu'un carbonate de plomb[2]. On le prépare en exposant des lames minces de plomb aux vapeurs chaudes de l'acide acétique. Le métal est peu-à-peu corrodé et converti, probablement aux dépens de l'acide, en un carbonate. La beauté de la couleur dépend principalement de la pureté du plomb employé[3].

Ce sel se trouve natif. Dans cet état il est ordinairement blanc et il a beaucoup d'éclat. Sa pesanteur spécifique est

---

[1] Ann. de Chim. LXXXIII, 23.

[2] Opusc. I, 39. Proust a fait dernièrement la même observation. Jour. de Phys. LVI, 207. Scheele trouva qu'en distillant le blanc de plomb avec de l'acide sulfurique, il s'en séparait toujours un peu d'acide acétique. Crell's Ann. III, 8. Traduct. anglaise.

[3] Ann. de Chim. LXXII, 225.

de 7,2357 [1]. On le rencontre quelquefois cristallisé en prismes à six pans, terminés par des pyramides hexaèdres. Il se présente quelquefois aussi sous la forme d'octaèdres réguliers [2] et en tables [3]. Il est insoluble dans l'eau; chauffé au chalumeau sur un charbon, le plomb est immédiatement réduit à l'état métallique.

Ce sel a été analysé par quelques-uns des plus habiles chimistes. Les parties constituantes déterminées par leurs expériences, sont présentées dans la table qui suit :

| | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Acide..... | 15 [4] | 16 [5] | 16,15 [6] | 16,33 [7] | 16,5 [8] | 16,41 [9] | Composition. |
| Protoxide.... | 85 | 84 | 83,85 | 83,67 | 83,5 | 83,59 | |
| | 100 | 100 | 100,00 | 100,00 | 100,0 | 100,00 | |

Esp. 4. *Borate de plomb*. L'acide borique n'a point d'action sur le plomb; mais lorsqu'on mêle ensemble des dissolutions de borate de soude et de nitrate de plomb, le borate de ce métal s'y précipite à l'état d'une poudre blanche. Au chalumeau il se fond en un verre sans couleur [10]. En faisant fondre une partie d'acide borique avec deux parties de deutoxide de plomb, le produit, suivant Reuss, est un verre jaune verdâtre, transparent, dur, insoluble [11]. 4. Borate.

Esp. 5. *Phosphate de plomb*. L'acide phosphorique n'agit que faiblement sur le plomb; cependant lorsqu'on laisse pendant long-temps les deux substances en contact, le métal est corrodé et il y a du phosphate de plomb formé. Il existe trois sous-espèces connues de ce sel. 5 Phosphate.

1. *Phosphate neutre*. Ce sel se rencontre dans la nature. On peut l'obtenir aisément en versant dans du phosphate de soude une dissolution d'hydrochlorate de plomb dans l'eau bouillante. Il se précipite une poudre blanche, qui, après avoir été convenablement lavée et séchée, est le phosphate pur. Ce

---

[1] Bournon, Nicholson's Journ. IV, 220.
[2] Haüy, Journ. des Mines. An V, p. 502.
[3] Comme celui d'Ecosse.
[4] Chenevix, Nicholson's quarto Journ. IV, 221.
[5] Bergman, Opusc. II, 393.
[6] Proust, Journ. de Phys. LVI, 207.
[7] Klaproth, Beitrage. III, 165.
[8] Berzelius, Ann de Chim. LXXVII, 83.
[9] Composition théorétique.
[10] Wenzel, Verwandtschaft, p. 252.
[11] Reuss, de Sale sedativo.

sel est insoluble dans l'eau, à moins qu'il ne soit avec un excès considérable d'acide; mais il se dissout dans la soude caustique avec laquelle il est probable qu'il forme un sel triple[1]. Ce phosphate se dissout aisément dans l'acide nitrique, et aussi à l'aide de la chaleur, dans l'acide hydrochlorique concentré. Il se précipite en abondance dans la dissolution, à mesure qu'elle refroidit, des cristaux d'hydrochlorate de plomb. L'acide sulfurique décompose, à chaud, ce sel en se combinant avec l'oxide, et en laissant l'acide dans un état qui le rend susceptible de se dissoudre dans l'eau. Chauffé il se fond et prend, en refroidissant, la forme d'un polyèdre régulier. A une chaleur rouge il est décomposé par le charbon, qui enlève l'oxigène à l'une et à l'autre de ses parties constituantes.

Ce sel consiste en

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide phosphorique.. | 100[2]... | 100[3]... | 100[4] |
| Protoxide de plomb... | 300 ... | 314 ... | 311,1 |

2. *Surphosphate*. Lorsqu'on précipite une dissolution bouillante d'hydrochlorate de plomb par une dissolution de biphosphate de soude, le précipité, quelque bien lavé qu'il ait été, conserve encore la propriété de rougir les couleurs bleues végétales. Ce sel est composé, d'après l'analyse de Berzelius, de

| | |
|---|---|
| Acide phosphorique..... | 100 |
| Protoxide de plomb..... | 230,6 |

Si cette analyse est correcte, le sel doit être composé de 1 $\frac{1}{3}$ atôme acide + 1 atôme oxide, ou ce qui est la même chose, de 4 atômes acide et 3 atômes oxide; alors sa composition serait de

| | |
|---|---|
| Acide..... | 100 |
| Base..... | 233,3 |

3. *Sous-phosphate*. Berzelius obtint cette sous-espèce en faisant digérer du phosphate de plomb avec de l'ammoniaque caustique. Après avoir bien lavé et séché la portion insoluble, il trouva qu'elle était composée de

| | |
|---|---|
| Acide phosphorique..... | 100 |
| Protoxide de plomb..... | 472 |

---

[1] Vauquelin, Journ. des Min., n.° IX, p. 6.
[2] Mon analyse. [3] Berzelius, Ann. de Chim. et Phys. II, 160.
[4] Composition théorétique.

Ici la proportion du protoxide est une fois et demie aussi grande que celle de cet oxide qui existe dans le phosphate neutre; car $314 \times 1\frac{1}{2} = 471$. Il s'ensuit donc que ce sous-phosphate est composé de 1 atôme acide + 1 ½ atôme base, ou 2 atômes acide + 3 atômes base. Dans cette supposition, sa véritable composition est

| | |
|---|---|
| Acide..... | 100 |
| Base..... | 466,6 |

Esp. 6. *Nitro-phosphate de plomb.* En versant de l'acide phosphorique dans une dissolution de nitrate de plomb il se dépose, au bout du quelques heures, de petits cristaux. Ces cristaux sont un sel triple, composé de 1 atôme de nitrate de plomb uni à 2 atômes de phosphate de plomb. Ils ne sont que faiblement attaqués par l'eau, qui peut à peine en séparer la totalité du nitrate de plomb [1].

Esp. 7. *Phosphite de plomb.* Berzelius préparait ce sel en versant dans du phosphate d'ammoniaque une dissolution chaude d'hydrochlorate de plomb. Le précipité, après qu'on l'a bien fait bouillir dans l'eau, et qu'il a été séché est du phosphite pur de plomb. C'est une poudre blanche insipide et insoluble dans l'eau. Chauffée, elle donne du phosphore et du gaz hydrogène phosphoré. Ce sel, suivant l'analyse de Berzelius, est formé de 7. Phosphite.

| | |
|---|---|
| Acide phosphoreux..... | 19,78 |
| Protoxide de plomb..... | 80,22 |
| | 100,00 [2] |

Si nous le supposons être un composé de 1 atôme acide et 1 atôme oxide, ses parties constituantes seront :

| | |
|---|---|
| Acide phosphoreux..... | 20 |
| Protoxide de plomb..... | 80 |
| | 100 |

Berzelius trouva 3,15 pour 100 d'eau; mais il est évident qu'elle n'y était que mécaniquement mêlée, car elle ne devait pas s'élever à beaucoup plus que la moitié d'un atôme.

Esp. 8. *Sulfate de plomb.* L'acide sulfurique n'attaque pas le plomb à froid; mais quand on le fait chauffer jusqu'à 8. Sulfate.

[1] Berzelius, Ann. de Chim. et Phys. II, 161.

[2] Ann. de Chim. et Phys. II, 230.

l'ébullition sur ce métal, il lui communique une portion de son oxigène, il se dégage du gaz acide sulfureux, et tout le plomb est converti en une masse blanche épaisse qui est le sulfate de plomb. On peut obtenir facilement ce sel en ajoutant de l'acide sulfurique à de l'acétate de plomb, ou en mêlant ce dernier sel avec un sulfate alcalin quelconque. Le sulfate de plomb se précipite à l'état d'une poudre blanche. Ce sel n'a point de saveur. Sa pesanteur spécifique est de 1,8742[1]. Il est insoluble dans l'alcool et dans l'acide nitrique. L'eau n'en peut prendre, suivant Kirwan, que les 0,00084 environ de son poids[2]; mais lorsqu'il est avec excès d'acide, il est plus soluble; et il donne, par l'évaporation de sa dissolution, de petits cristaux blancs, auxquels Sage attribue la forme de prismes tétraèdres. Ce sel se dissout, à l'aide de la chaleur, dans l'acide hydrochlorique concentré. La dissolution dépose en grande quantité, par le refroidissement, des cristaux d'hydrochlorate de plomb[3]. Ce sel se rencontre natif, cristallisé, suivant Kirwan, en prismes tétraèdres obliquangles[4], et suivant Haüy, en octaèdres réguliers[5]. Le sulfate de plomb natif, qui se trouve dans les environs de Paris et dans l'île d'Anglesey, est cristallisé en pyramides tétraèdres; il en est venu d'Ecosse des échantillons en tables transparentes.

D'après les analyses les plus exactes qui en aient été faites jusqu'à présent, les parties constituantes du sulfate de plomb sont de

| Composition. | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|
| | Acide..... | 23,37[6] | 24,72[7] | 26,5[8] | 26,32[9] | 26,316[10] |
| | Oxide jaune ou protoxide | 75, » | 75,28 | 73,5 | 73,68 | 73,684 |
| | Eau..... | 1,63 | | | | |
| | | 100,00 | 100,00 | 100,0 | 100,00 | 100,000 |

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Mineralogy. II, 211.
[3] Descotils, Nicholson's Journ. XII, 221.
[4] Kirwan's Miner. II, 211.
[5] Journ. des Min. An 5, p. 508.
[6] Kirwan, on mineral Waters, table IV.
[7] Bucholz, Gehlen's Journ. V, 262.
[8] Klaproth's Beitrage. III, 166
[9] Berzelius, Ann. de Chim. LXXVIII, 83.
[10] Composition théorétique.

Cent parties de ce sel contiennent, suivant Kirwan, 71 parties de plomb pur [1].

Ce sel peut supporter, dans des vaisseaux fermés, un grand coup de feu sans éprouver d'altération. Je me suis assuré, qu'après avoir été desséché à la température d'environ 204° centig., il peut être chauffé au rouge dans un creuset de platine, sans rien perdre de son poids. Sur le charbon il se fond, et le plomb est promptement réduit.

En traitant le sulfate de plomb avec les alcalis, ils lui enlèvent la plus grande partie de son acide, et en séparent, sous la forme d'une poudre blanche, l'oxide de plomb combiné avec une portion d'acide qui adhère encore au métal; cette poudre blanche est par conséquent à l'état d'un sous-sulfate de plomb.

Esp. 9. *Sulfite de plomb.* L'acide sulfureux n'a aucune action quelconque sur le plomb. Il absorbe l'oxigène de l'oxide rouge, deutoxide de ce métal, et il se convertit ainsi en acide sulfurique; mais l'acide sulfureux se combine avec le protoxide de plomb, et il se forme par cette union un sulfite sous la forme d'une poudre blanche insoluble dans l'eau et sans saveur. Au chalumeau sur un charbon, ce sulfite se fond, jaunit, et le plomb finit par passer en totalité à l'état métallique [2].

Le sulfite de plomb desséché à une chaleur d'environ 149° centig., est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide sulfureux..... | 22,2 | Composition. |
| Protoxide de plomb..... | 77,8 | |
| | 100,0 | |

Chauffé au rouge, il perd les 0,20 de son poids; il se dégage de l'acide sulfureux, et il reste une masse noirâtre qui est un composé de sulfate et de sulfure, de plomb. En la traitant avec l'acide nitrique, le sulfure est décomposé, et on obtient des cristaux de nitrate.

Esp. 10. *Arseniate de plomb.* En faisant diriger à chaud de l'acide arsenique sur le plomb, cet acide lui abandonne une portion de son oxigène, et le convertit ainsi en une poudre blanche insoluble, qui est l'arseniate de plomb. L'acide arsenique 10. Arseniate.

[1] On mineral Waters, table IV.
[2] Fourcroy et Vauquelin, Connaissances chimiques. VI, 86.

précipite également cet arseniate pulvérulent des dissolutions du plomb dans les acides nitrique et hydrochlorique. Chauffé, ce sel se fond, et si on projète du charbon dans la masse pendant qu'elle est en fusion, l'arsenic est volatilisé, et le plomb réduit à l'état métallique. Dans ce cas, le charbon enlève l'oxigène à l'une et à l'autre des deux parties composantes du sel.

L'arseniate de plomb est complètement insoluble dans l'eau. On l'a rencontré natif. Les analyses que Chenevix et Thénard ont faites de ce sel, donnent pour la proportion de ses parties constituantes :

Composition.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 33[1].... | 35,7[2].... | 34,12[3] |
| Protoxide... | 63 .... | 64,3 .... | 65,88 |
| Eau..... | 4 | | |
| | 100 | 100,0 | 100,00 |

Esp. 11. *Antimoniate de plomb.* Ce sel s'obtient en mettant de l'antimoniate de potasse dans du nitrate de plomb. Il se précipite à l'état d'une matière blanche, qui ressemble beaucoup dans son aspect au chlorure de plomb. Il est tout-à-fait insoluble dans l'eau. Au chalumeau sur un charbon, il est réduit à l'état métallique, constituant un alliage d'antimoine et de plomb. L'acide nitrique ne le décompose pas complètement; de sorte que Berzelius, à qui nous sommes redevables de ce que nous connaissons concernant les antimoniates, ne put pas réussir à en faire l'analyse [4].

Esp. 12. *Antimonite de plomb.* On peut former ce sel de la même manière que le précédent, auquel il ressemble parfaitement dans ses propriétés [5].

13. Chromate. Esp. 13. *Chromate de plomb.* On peut précipiter le chromate de plomb à l'état d'une poudre rouge, en mêlant ensemble des dissolutions de nitrate de plomb et d'un chromate alcalin : mais ce sel existe natif. C'est le composé dont on retire ordinairement l'acide chromique.

La couleur du chromate de plomb est rouge avec une

---

[1] Chenevix, Phil. Trans. 1801, p. 199.
[2] Thenard, Ann. de Chim. L, 123.
[3] Composition théorétique.
[4] Nicholson's Journ. XXXV, 41.
[5] Berzelius, *ibid.*, p. 45.

nuance de jaune. Il cristallise en prismes à quatre pans, terminés quelquefois par des pyramides tétraèdres. Sa pesanteur spécifique est d'environ 6. Ce sel, insoluble dans l'eau, se dissout, sans éprouver de décomposition, dans les alcalis fixes et aussi dans l'acide nitrique; mais les acides hydrochlorique et sulfurique le décomposent en en précipitant le plomb à l'état d'un hydrochlorate ou d'un sulfate. Le chromate de plomb est composé, suivant l'analyse de Vauquelin, de

34,9 Acide.
65,1 Oxide.
100,0 [1]

Esp. 14. *Molybdate de plomb.* On n'a pas essayé de reconnaître quelle pouvait être l'action de l'acide molybdique sur le plomb; mais Schéele s'est assuré que cet acide précipite immédiatement le molybdate de plomb des dissolutions de ce métal dans les acides nitrique ou hydrochlorique [2]. Le précipité ainsi produit dans une dissolution de plomb par l'acide nitrique, se redissout par une addition de ce même acide [3]. 14. Molybdate.

On trouve ce sel natif dans la Carinthie. Klaproth en reconnut le premier la composition. Il est de couleur jaune, complètement insoluble dans l'eau, et d'une pesanteur spécifique de 5,706 [4]. Il cristallise en lames cubiques ou rhomboïdales. Chauffé, il décrépite et se fond en une masse jaunâtre; il se dissout dans les alcalis fixes, et dans l'acide nitrique. L'acide hydrochlorique le décompose à l'aide de la chaleur et en sépare le plomb. Les parties constituantes de ce sel sont, d'après l'analyse de Klaproth, dans la proportion de

34,7 Acide.
65,3 Oxide.
100,0 [5]

Esp. 15. *Tungstate de plomb.* Le tungstate nitraté de potasse précipite en blanc le nitrate de plomb [6].

---

[1] Journ. des Mines, n.° XXXIV, p. 790.
[2] Schéele I, 246.
[3] Hatchett, Phil. Trans. 1796.
[4] *Ibid.*
[5] Beitrage. II, 275.
[6] Schéele. II.

16. Acétate. Esp. 16. *Acétate de plomb.* Le plomb n'est point attaqué par l'acide acétique, dans des vaisseaux fermés, ainsi que Schéele [1] l'a fait voir le premier, et que, depuis, Vauquelin s'en est assuré; mais lorsque ce métal se trouve être à-la-fois en contact avec l'acide et l'air il s'oxide, et cet oxide se dissout à mesure qu'il se forme. L'union de l'acide acétique avec le protoxide de plomb, qu'il dissout très-facilement, produit deux sels dont le premier est un sel neutre, et l'autre avec excès de base.

1. *L'acétate de plomb* est connu depuis long-temps. Isaac Hollandus et Raymond Lulle en font mention. On lui avait autrefois donné une grande variété de noms différens, tels que ceux de *sucre de plomb*, *sucre de Saturne*, *sel de Saturne*, etc.

Ce sel est employé en très grandes quantités par les teinturiers et les imprimeurs sur toiles de coton. Ils le mêlent avec l'alun ou avec le sulfate de fer, et forment ainsi un acétate d'alumine ou de fer, dont ils se servent avec beaucoup plus d'avantage, comme mordans, pour fixer leurs couleurs, que de l'alun ou du sulfate de fer. On le prépare en grand en Angleterre, en Hollande et en France. Dans les deux premiers pays, c'est avec la bierre aigre que les manufacturiers font leur acide; en France, c'est avec le vin qu'ils le préparent. Les différens procédés de fabrication de ce sel ont été décrits par Weber [2] et Demachy [3], et plus récemment par Pontier [4].

Préparation. On peut réduire ces divers procédés à deux, dont l'un consiste à exposer le plomb à l'état métallique à l'action de l'acide acétique, et l'autre à mettre en dissolution dans cet acide le carbonate de plomb. Dans le premier cas, on met dans des vaisseaux de terre, avec de l'acide acétique, des lames minces de plomb. Aussitôt que les lames de ce métal, qui sont près de la surface de l'acide, se sont recouvertes d'une croûte d'oxide, on les plonge au fond de la liqueur en ramenant à la surface des lames nouvelles, parmi celles qui y étaient submergées. Ces lames s'incrustent à leur tour et on les enfonce, comme les premières, dans la liqueur, où l'oxide

---

[1] Crell's Annals. III, 8. Traduction anglaise.
[2] Phys. Chim. Magazin. I, 84.
[3] Laborant in grossen.
[4] Ann. de Chim. XXXVII, 268.

est dissous. On continue chaque jour ces changemens de place alternatifs des lames, jusqu'à ce que l'acide soit suffisamment chargé de plomb. On filtre alors cette dissolution, et on la concentre par l'évaporation, jusqu'à ce que par le refroidissement elle donne de petits cristaux d'acétate de plomb.

D'autres fabricans d'acétate de plomb le préparent en faisant dissoudre dans l'acide acétique du carbonate de plomb, produit par l'exposition du métal aux vapeurs du vinaigre; ou bien ils substituent la litharge, protoxide de plomb, au carbonate, et on évapore la dissolution à la manière ordinaire jusqu'à ce qu'elle cristallise. On considère cette dernière méthode comme plus dispendieuse que l'autre; mais au-lieu de ces oxides artificiels, ne pourrait-on pas se servir avec avantage du carbonate de plomb natif qui se trouve en abondance dans beaucoup de contrées?

L'acétate de plomb cristallise ordinairement en petites aiguilles brillantes, satinées, qui ont la forme de prismes tétraèdres applatis, terminés par des sommets dièdres. Il a une saveur sucrée et un peu astringente. Sa pesanteur spécifique est de 2,345 [1]. L'eau qu'on tient en ébullition sur ce sel en peut dissoudre environ les 0,29 de son poids; elle en retient à-peu-près les 0,27 en dissolution lorsqu'elle est froide [2]. A l'air ce sel n'éprouve aucun changement. Ses parties constituantes se séparent aisément. Il se dépose ordinairement, dans sa dissolution dans l'eau, une petite portion de poudre blanche qui est du carbonate de plomb formé par la combinaison du métal avec l'acide carbonique que contient ordinairement l'eau. On produit le même précipité en soufflant à travers une dissolution de ce sel [3]. Propriétés.

L'acétate de plomb est décomposé par tous ceux des acides, et de leurs composés, qui forment avec le plomb des sels à-peu-près insolubles dans l'eau, tels que les acides sulfurique, phosphorique, hydrochlorique, fluorique, oxalique, malique, etc.

Lorsque l'acétate de plomb est exposé à la chaleur, il est Produits

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

[2] Bostock, Nicholson's Journ. XI, 79. Wenzel assure que l'eau, à la température d'environ 38° centig., dissout son propre poids de ce sel. Verwandtschaft, p. 308. Mais c'est une erreur.

[3] Proust, Journ. de Phys. LVI, 206.

de sa distillation.

décomposé, et si on le distille dans une cornue, on obtient des produits très-singuliers, qui furent examinés d'abord par Becher, par Baumé ensuite, et d'une manière plus particulière par Pluvinet; mais c'est par Proust que nous avons eu les détails les plus précis et les plus exacts sur ce sujet. En distillant, à une douce chaleur, 160 parties de sucre de plomb (acétate de plomb), il en obtenait 12 parties d'une eau légèrement acidulée de vinaigre. En augmentant ensuite le feu, il passait 72 parties d'un liquide jaune, ayant l'odeur d'alcool, forte et agréable, quoiqu'avec un mélange de celle d'empyreume. En ajoutant de la chaux à la liqueur, il se dégageait de l'ammoniaque, qui existait dans le liquide en état de combinaison avec un léger excès d'acide acétique. En saturant de potasse la liqueur, et en la laissant ensuite reposer pendant vingt-quatre heures, il s'en séparait environ un tiers de partie d'huile qui surnageait. Cette huile enlevée de la surface du liquide, au moyen d'un syphon, avait une odeur forte. En distillant alors la liqueur à une douce chaleur, les huit premières parties qui passaient étaient d'une pesanteur spécifique de 0,88. Ce liquide se mêlait avec l'eau, exactement comme l'alcool; il avait une saveur forte, et sa volatilité était à peine inférieure à celle de l'éther. Cette liqueur présentée à la lumière d'une bougie brûlait rapidement avec une large flamme blanche; elle contenait manifestement une portion considérable d'eau[1]. Il se dégageait en abondance, pendant la distillation, du gaz acide carbonique, mais sans émission sensible d'aucun autre fluide élastique.

L'acétate de plomb est composé de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 26[2] ... | 26,96[3] ... | 26,84[4] |
| Base ..... | 58 ... | 58,71 ... | 58,95 |
| Eau..... | 16 ... | 14,33 ... | 14,21 |
| | 100 | 100,00 | 100,00 |

2. *Sous-acétate.* C'est Schéele qui reconnut le premier

---

[1] Proust, Journ. de Phys. LVI, 209.

[2] Mon analyse.

[3] Berzelius, Annals of Philosophy. V, 175.

[4] Composition théorétique, en supposant le sel composé de 1 atôme acide, 1 atôme oxide, et 3 atômes eau.

la nature de ce sel[1], dont Thénard examina le premier aussi les propriétés avec précision[2]. On peut le former en faisant bouillir ensemble dans l'eau 100 parties du sucre de plomb et 150 parties du protoxide de ce métal sec et dépouillé d'acide carbonique. Sa saveur est moins sucrée, il n'est pas soluble dans l'eau, et il cristallise en lames. Les proportions de ses parties constituantes sont, suivant Berzelius, de

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 13,23..... | 100 |
| Base..... | 86,77..... | 656 |
| | 100,00 | |

D'où il suit que c'est un composé de 1 atôme acide et de 3 atômes oxide de plomb.

La dissolution de l'oxide de plomb dans l'acide acétique fut particulièrement recommandée par Goulard, chirurgien à Montpellier, comme étant d'un emploi très-avantageux dans les cas d'inflammation. Cette préparation, qu'on obtenait en faisant bouillir du vinaigre distillé sur du protoxide de plomb, jusqu'à ce qu'il en fût complètement saturé, s'appelait *extrait de Goulard, vinaigre de plomb*. Schéele avait reconnu le premier la nature de cette substance, en s'assurant que la dissolution du sucre de plomb dans l'eau est convertie en extrait de Goulard, lorsqu'on y tient plongée pendant un jour une lame de plomb, et en prouvant que la dissolution oxidait et dissolvait une portion de la lame[3]. Mais on avait mis en oubli les observations de ce chimiste, lorsque le docteur Bostock, en examinant l'extrait de Goulard, et en le comparant avec le sucre de plomb, fit voir que c'était réellement une dissolution de *sous-acétate de plomb* dans l'eau[4]. Ce sel est précipité par l'acide carbonique en beaucoup plus grande proportion que l'acétate, et il était connu des chimistes comme moyen d'essai plus sensible pour le mucilage ou la gomme, long-temps avant que John Hunter l'eût employé comme réactif. Extrait de Goulard.

Esp. 17. *Benzoate de plomb*. La dissolution du plomb par l'acide benzoïque ne s'opère que difficilement; elle donne, 17. Benzoate.

---

[1] Crell's Annals. III, 8. Traduction anglaise.
[2] Nicholson's Journ. VI, 223.
[3] Crell's Annals. III, 10. Traduction anglaise.
[4] Nicholson's Journ. XL, 75.

par l'évaporation, des cristaux de benzoate de plomb, dont la couleur est d'un blanc éclatant, qui sont solubles dans l'alcool et dans l'eau. Ces cristaux ne s'altèrent point à l'air, mais la chaleur les décompose eu en dégageant l'acide. Les acides sulfurique et hydrochlorique en séparent le plomb [1]. Ce sel est composé de

| | | |
|---|---|---|
| Acide.... | 49,66 [2].... | 49,79 [3] |
| Base..... | 46,49 .... | 46,47 |
| Eau..... | 3,85 .... | 3,74 |
| | 100,00 | 100,00 |

Berzelius obtint un sous-benzoate de plomb, en faisant digérer le benzoate neutre dans l'ammoniaque caustique. Il trouva qu'il était formé de 1 atôme acide + 3 atômes oxide de plomb, ou, en poids, de

| | |
|---|---|
| Acide benzoïque..... | 26 |
| Protoxide de plomb..... | 74 |
| | 100 |

18. Succinate. Esp. 18. *Succinate de plomb.* L'acide succinique agit à peine sur le plomb, mais il dissout le protoxide de ce métal. La dissolution donne, suivant Wenzel, de longs cristaux, déliés et feuilletés [4], à peine solubles dans l'eau, mais qui le sont dans l'acide nitrique. L'acide succinique précipite l'acétate de plomb et ne produit point cet effet sur les nitrate ou hydrochlorate de ce métal [5].

Les parties constituantes de ce sel, sont

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 30.9 [6]..... | 30,86 [7] |
| Base..... | 69,1 ..... | 69,14 |
| | 100,0 | 100,00 |

En faisant digérer le succinate neutre dans l'ammoniaque,

---

[1] Trommsdorf, Ann. de Chim. XI, 316.

[2] Berzelius, Annals of Philosophy. V, 181.

[3] Composition théorique, en supposant le sel composé de 1 atôme acide, 1 atôme oxide et 1 atôme eau.

[4] Wenzel's Verwandtschaft, p. 241.

[5] Stockar de Neuforn de Succino. § 33, ainsi que l'indiqua Gren, Handbuch. III, 281.

[6] Berzelius, Annals of Philosophy. V, 100.

[7] Composition théorétique.

Berzelius obtenait un sous-succinate, composé de 1 atôme acide + 3 atômes oxide de plomb. Ses parties constituantes étaient

| | | |
|---|---|---|
| Acide succinique..... | 13,07..... | 100 |
| Oxide de plomb..... | 86,93..... | 666 |
| | 100,00 | |

Esp. 19. *Subérate de plomb.* L'acide subérique enlève le plomb aux acides acétique et nitrique [1].

Esp. 20. *Oxalate de plomb.* L'acide oxalique noircit le plomb sans l'attaquer sensiblement; mais il dissout son protoxide, et lorsqu'il en est à-peu-près saturé, la dissolution dépose de petits grains cristallins, d'oxalate de plomb. Le même précipité de cristaux se produit lorsqu'on verse de l'acide oxalique dans une dissolution dans l'eau des nitrate, hydrochlorate ou acétate de plomb. Ces cristaux insolubles dans l'alcool, le sont à-peu-près aussi dans l'eau, à moins qu'ils ne contiennent un excès d'acide. Les parties constituantes de ce sel sont: 20. Oxalate.

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 24,54 [2]..... | 24,366 [3] |
| Oxide..... | 75,46 ..... | 75,634 |
| | 100,00 | 100,000 |

Esp. 21. *Mellate de plomb.* L'acide mellitique précipite en blanc la dissolution de nitrate de plomb; mais par une addition d'acide nitrique le précipité est redissous [4].

Esp. 22. *Tartrate de plomb.* L'acide tartarique n'exerce aucune action sur le plomb; mais il se combine avec son oxide, et il précipite, sous la forme d'une poudre blanche, le tartrate de plomb de ses dissolutions dans les acides nitrique, hydrochlorique et acétique. Ce sel est complètement insoluble dans l'eau [5]. Ses parties constituantes, d'après les analyses qui en ont été respectivement faites jusqu'à présent, sont de 22. Tartrate.

| | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|
| Acide. . . | 34 [6] | 37 [7] | 37,44 [8] | 37,5 [9] | 37,43 [10] |
| Protoxide . | 66 | 63 | 62,56 | 62,5 | 62,57 |
| | 100 | 100 | 100,00 | 100,0 | 100,00 |

[1] Bouillon-Lagrange, Ann. de Chim. XXIII, 48. [2] Berzelius, Annals of Philosophy. V, 97. [3] Composition théorétique. [4] Klaproth' Beitrage. III, 132. [5] Bucholz, Gehlen's Journ. V, 269. [6] Thénard, Ann. de Chim. XXXVIII, 37. [7] Bucholz, Gehlen's Journ. V, 269. [8] Mon analyse. [9] Berzelius, Annals of Philosophy. V, 93. [10] Composition théorétique.

Esp. 23. *Tartrate de potasse et de plomb.* Nous savons, par Thénard, que ce sel triple, qu'on obtient en faisant bouillir ensemble dans de l'eau du tartrate acide de potasse et l'oxide de plomb, n'est pas soluble, et qu'il n'est décomposé ni par les alcalis, ni par les sulfates [1].

Esp. 24. *Citrate de plomb.* L'acide citrique, qui n'attaque pas le plomb, précipite la dissolution acétique de ce métal en un citrate de plomb, sous forme pulvérulente, très-peu soluble [2]. Les parties constituantes de ce sel, sont,

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 34,18 [3].... | 34,5 [4] |
| Oxide..... | 65,82..... | 65,5 |
| | 100 | 100 |

Esp. 25. *Rheümate de plomb.* C'est une poudre insoluble [5].

Esp. 26. *Saccho-lactate de plomb.* L'acide saccho-lactique précipite en blanc la dissolution de nitrate de plomb [6]. Ce précipité est facilement attaqué par la chaleur, l'acide brunit à une température peu élevée. Les parties constituantes de ce sel sont :

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 48,34 [7]..... | 48,28 [8] |
| Base..... | 51,66 ..... | 51,72 |
| | 100,00 | 100,00 |

27. Malate. Esp. 27. *Malate de plomb.* L'acide malique n'a aucune action sur le plomb; mais lorsqu'on verse de cet acide dans une dissolution de plomb par les acides nitrique ou acétique, le malate de plomb est immédiatement précipité [9]. Cette précipitation du malate de plomb a également lieu, ainsi que l'a observé Vauquelin, en versant de l'acétate de plomb dans une dissolution contenant du malate de chaux. Ce précipité se distingue aisément par sa forme de flocons légers, et par la facilité

---

[1] Thénard, Ann. de Chim, XXXVIII, 36.
[2] Wenzel's Verwandtschaft, p. 184.
[3] Berzelius, Annals of Philosophy. V, 93,
[4] Composition théorétique.
[5] Annals of Philosophy. VIII, 254.
[6] Schéele. II, 80.
[7] Berzelius, Annals of Philosophy. V, 180.
[8] Composition théorétique.
[9] Schéele, Crell's Annals. II, 7. Trad. anglaise.

avec laquelle il se dissout dans les acides acétique et nitrique affaiblis [1]. Le sur-malate de plomb est soluble dans l'eau.

Esp. 28. *Sorbate de plomb.* Les expériences de M. Donovan nous ont fait connaître qu'il y a trois sous-espèces de ce sel. 28. Sorbate.

1. Le *sorbate neutre.* Lorsque ce sel a été obtenu par précipitation, il est sous la forme d'une poudre blanche; mais s'il provient de sa dissolution dans son propre acide, il est en beaux cristaux argentins. Il est entièrement insoluble dans l'eau.

2. *Sous-sorbate.* C'est une matière blanche, insoluble, dense et dure si elle est en masse, et graveleuse lorsqu'elle est pulvérulente.

3. *Sur-sorbate.* Ce sel n'est jamais sous forme solide. Il a une saveur sucrée [2].

Esp. 29. *Lactate de plomb.* En mettant en digestion pendant plusieurs jours de l'acide lactique sur du plomb, ce métal est dissous, et il en résulte un liquide d'une saveur douceâtre et astringente qui n'est pas susceptible de cristallisation [3]. L'acide lactique s'unit avec l'oxide de plomb en trois proportions différentes, et forme ainsi trois composés salins divers. 29. Lactate.

1. *Lactate neutre.* On l'obtient en faisant digérer dans une dissolution alcoolique d'acide lactique du protoxide de plomb, réduit en poudre fine, jusqu'à ce que le liquide ait acquis une saveur sucrée. En l'évaporant alors jusqu'à la consistance de miel, il dépose le lactate en petits grains qu'on peut purifier en les lavant dans l'alcool. Étant séchés, ils sont légers et argentés. Ces cristaux ne s'altèrent point à l'air; en les traitant avec l'acide hydro-sulfurique, on peut en obtenir l'acide lactique pur.

2. *Sur-lactate.* L'acide lactique mis en digestion sur du carbonate de plomb, devient plus brun, mais il ne peut être saturé complètement par l'oxide. On obtient un sel acide qui ne cristallise pas, mais qui se dessèche en un sirop sous la forme d'une masse brune, avec une saveur sucrée et austère.

---

[1] Ann. de Chim. XXXV, 155.
[2] Donovan, Phil. Trans. 1815.
[3] Schéele. II, 166.

3. *Sous-lactate.* En faisant digérer l'acide lactique sur une quantité de protoxide de plomb plus considérable que celle nécessaire à sa saturation, le liquide prend d'abord une couleur plus rembrunie; mais à mesure que la digestion a lieu, la couleur s'éclaircit, et l'oxide se gonfle en une poudre volumineuse. Si l'on évapore le tout à siccité, et qu'après avoir fait bouillir le résidu dans l'eau, on filtre la liqueur encore chaude, il s'y dépose, par le refroidissement, une poudre d'un jaune clair, qui est du sous-lactate de plomb. En la faisant sécher, elle devient farineuse et douce au toucher. Elle est décomposée par les acides les plus faibles. Lorsqu'étant chaude on la met sur le feu, elle brûle jusqu'à un certain point comme une mèche, en laissant le plomb en plus grande partie réduit. Ce sel est composé, suivant les expériences de Berzelius, de

| | |
|---|---|
| Acide ..... | 17 |
| Oxide de plomb..... | 83 |
| | 100 |

Mais il considère la proportion du plomb ainsi établie, comme trop élevée [1]. En supposant le sel formé de 1 atôme acide + 3 atômes oxide, le poids d'un atôme d'acide lactique serait 8,716. Nous pouvons considérer celui de 8,750 comme une approximation qui réduirait un peu la proportion d'oxide de plomb.

Esp. 30. *Zumate de plomb.* C'est un composé insoluble et incristallisable ressemblant à de la gomme [2].

31. Gallate. Esp. 31. *Gallate de plomb.* Berzelius prépara ce sel de la manière suivante. Après avoir fait dissoudre de l'acide gallique dans une très-petite quantité d'eau, il ajoutait à la dissolution du carbonate d'ammoniaque solide. Lorsque toute effervescence avait cessé d'avoir lieu, il plaçait la liqueur avec de l'acide sulfurique sous le récipient de la machine pneumatique dans lequel on faisait le vide. L'ammoniaque s'évaporait d'abord et ensuite l'eau. La masse saline desséchée était ensuite dissoute dans de l'eau chaude mêlée avec une dissolution bouillante de nitrate de plomb. Le tout était alors mis à digérer dans une fiole, jusqu'à ce que le gallate se fut formé en grains. On lavait les grains à plusieurs reprises avec

[1] Berzelius, Djurkemien. II, 439.
[2] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 93.

de l'eau chaude, après quoi on les faisait sécher entre des doubles de papier brouillard. Le gallate de plomb, ainsi préparé, est une poudre blanche cristalline, avec une nuance de gris. Ce sel se brunit à l'air. Ses parties constituantes sont :

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 36,5[1]..... | 36[2] |
| Base..... | 63,5 ..... | 64 |
| | 100,0 | 100 |

Esp. 32. *Tannate de plomb.* Berzelius obtint ce sel en opérant ainsi qu'il suit. Il traita à froid une infusion de noix de galle, par l'ammoniaque, en approchant le plus près possible du point de neutralisation complète de l'infusion par l'alcali employé. Il mêlait alors la liqueur avec de l'hydrochlorate de barite. Il se produisait un précipité abondant de tannate de barite. Après l'avoir séparé par le filtre, il le lavait avec soin. En mêlant ce tannate avec de l'acide sulfurique étendu, il se formait un sur-tannate de barite soluble dans l'eau chaude. Il ajoutait ensuite de l'acide sulfurique à la dissolution jusqu'à ce que la barite eût été précipitée en totalité. Le liquide étant alors filtré, avait une saveur très-astringente et rougissait le papier de tournesol. Il ajoutait de l'ammoniaque jusqu'à ce que le tannate de barite commençât à se précipiter, et il mêlait le tout avec du nitrate de plomb pendant aussi long-temps qu'il se produisait du précipité. Il faisait ensuite bouillir ce précipité dans l'eau tant que le tannin séparé était du tannate neutre de plomb; il le faisait sécher dans le vide et le soumettait à l'analyse. Ce tannate est composé de 32. Tannate.

| | | |
|---|---|---|
| Tannin..... | 65,79[3]..... | 65,54[4] |
| Oxide de plomb.. | 34,21 ..... | 34,46 |
| | 100,00 | 100,00 |

---

[1] Berzelius, Annals of Philosophy. V, 177.

[2] Composition théorétique.

[3] Annals of Philosophy. V, 183.

[4] Composition théorétique, dans la supposition qu'un atôme de tannin pèse 26,625. Mais si le poids d'un atôme de tannin n'est que de 8,875, comme je l'imagine, alors le tannate dans la table sera un composé de 3 atômes tannin et d'un atôme d'oxide de plomb ; et le tannate que Berzelius considère comme étant un sous-tannate, sera, en réalité, le tannate neutre.

Lorsqu'on fait digérer le tannate de plomb dans l'ammoniaque il ne se produit aucun changement; mais si le tannate d'ammoniaque est mêle avec une dissolution bouillante de sous-nitrate de plomb, on obtient un sous-tannate Ce sel était blanc, prenant une teinte grisâtre en séchant; mais Berzelius ne put parvenir a en faire l'analyse d'une manière satisfaisante.

---

Telles sont les propriétés des sels de plomb autant qu'ils ont été examinés jusqu'a présent. Comme, pour le plus grand nombre d'entre eux, ces sels sont insolubles dans l'eau, ils peuvent nous servir utilement à déte miner le nombre équivalent pour les différens acides qui les composent. Berzelius a tiré un parti avantageux de cette propriété. Ce fut principalement à l'aide de ces sels qu'il parvint à faire l'analyse des differens acides végétaux.

La composition des sels de plomb se détermine aisément en les considérant comme des composés de 1 atôme oxide de plomb et de 1 atôme de chacun des acides. Le poids d'un atôme de protoxide de plomb est 14, et nous avons donné, dans un précédent chapitre de ce volume, le poids d'un atôme de chacun des acides.

De tous les sels de plomb, ce sont l'acétate et le carbonate dont on fait le plus d'usage. On se sert principalement de l'acétate pour se procurer, par double décomposition, les acétates d'alumine ou de fer, afin de les employer comme mordans. On fait un très-grand usage dans la peinture du carbonate, sous le nom d'oxide blanc, et le chromate de plomb s'y employe aussi comme produisant un très-bel effet.

---

## SECTION XX.

### *Sels d'Étain.*

Quoique plusieurs des sels d'étain soient d'une grande importance dans l'art de la teinture, et qu'ils ayent été connus des manufacturiers depuis la découverte de la teinture écarlate, dont l'oxide d'étain est un ingrédient essentiel; ce n'est cependant que depuis peu qu'on a examiné avec quelque précision la nature et la constitution de ces sels; et

qu'on est parvenu à donner une explication satisfaisante, tant des propriétés remarquables de quelques-uns d'entre eux, que des grands changemens dont ils sont susceptibles. C'est principalement aux recherches de Pelletier, Adet et Proust, que sont dûs les progrès dans cette branche de la science.

L'étain s'unit comme le fer, à deux doses d'oxigène. Il forme ainsi deux oxides distincts avec chacun desquels plusieurs des acides sont susceptibles de se combiner. Parmi les sels qui résultent de ces combinaisons, ceux qui contiennent le métal oxidé au minimum, absorbent très-facilement l'oxigène, et passent à l'état des sels oxigénés. Les sels d'étain se distinguent par les propriétés suivantes.

1. Ils sont, pour la plupart, plus ou moins solubles dans l'eau, et la dissolution a ordinairement une teinte jaunâtre ou brunâtre; mais elle est quelquefois sans couleur. Caractères.

2. Le ferrocyanate de potasse, versé dans ces dissolutions, y produit un précipité blanc.

3. L'hydrosulfate de potasse précipite en noir brun les sels qui contiennent le protoxide d'étain, et en jaune doré, ceux où le métal est à l'état de peroxide.

4. Il ne s'y produit point de précipité par l'acide gallique, ni par l'infusion de noix de galle.

5. Avec le sublimé corrosif, perchlorure de mercure, le précipité dans les sels à protoxide d'étain est noir; dans ceux à peroxide, il est blanc.

6. Lorsqu'on plonge une lame de plomb dans des dissolutions de sels d'étain, ce dernier métal est séparé, soit à l'état métallique, soit à celui d'oxide blanc, ou peroxide; mais cet effet n'a pas lieu dans toute dissolution d'étain.

7. L'hydrochlorate d'or précipite en couleur pourpre les dissolutions contenant l'étain combiné au minimum d'oxigène.

On distinguait autrefois par l'épithète *jovial* les sels d'étain, parce que ce fut par le nom de *Jupiter* que les alchimistes désignèrent ce métal.

Esp. 1. *Nitrate d'étain*. L'acide nitrique agit avec une énergie étonnante sur l'étain, qu'il convertit en oxide avec dégagement considérable de calorique; mais il paraît que cette action de l'acide sur les oxides du métal, n'est que très- 1. Nitrate.

faible, et c'est par cette raison que l'union qu'il forme avec eux est peu durable. Ils s'en séparent dès qu'on essaie de concentrer la dissolution. Les chimistes, qui connaissent depuis long-temps ce fait, ont essayé de diverses manières à rendre ces dissolutions de l'étain dans l'acide nitrique plus permanentes; mais toutes leurs tentatives à cet égard ont été sans succès.

Action de l'acide nitrique sur l'étain.

Lorsqu'on verse sur de l'étain de l'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,114, le métal est rapidement dissous avec effervescence très-vive; il se produit une grande élévation de température, qu'on doit modérer en plongeant dans l'eau froide le vase où se fait le mélange. Dans ce cas, l'oxigène est principalement fourni par l'eau, l'étain n'est combiné qu'au minimum avec ce principe, et par conséquent, la dissolution de couleur jaune qu'on obtient, est réellement un *nitrate* d'étain. Elle prend peu-à-peu de l'opacité, et dépose une poudre blanche qui est un oxide d'étain au minimum d'oxigène, ainsi que Proust l'a démontré. Cet oxide se sépare en grande quantité de la dissolution, si on la chauffe. Pendant que la dissolution de l'étain s'opère, il se forme de l'ammoniaque, dont l'odeur est rendue sensible par une addition de potasse à la liqueur. On voit donc que, dans cette action de l'acide nitrique sur l'étain, cet acide et l'eau ont été décomposés; leur oxigène s'est combiné avec l'étain, tandis que l'union de l'hydrogène de l'eau avec l'azote de l'acide a produit de l'ammoniaque. Si on ajoute à la dissolution un peu d'acide nitrique, et qu'on chauffe, l'étain se précipite à l'état de peroxide*.

Lorsqu'on met sur de l'étain de l'acide nitrique d'une pesanteur spécifique de 1,25, il se produit une action très-violente, le métal est oxidé au maximum, et il est en totalité séparé du liquide. On voit donc qu'il n'existe pas de *pernitrate* d'étain, le peroxide de ce métal n'étant pas susceptible d'entrer en combinaison avec l'acide nitrique. En évaporant la liqueur on obtient du nitrate d'ammoniaque. Morveau trouva, qu'en traitant dans une cornue un mélange de 1 partie d'acide nitrique concentré, et de 1 ½ partie d'étain, il ne se développait point de gaz, malgré la violence de l'action produite. En examinant le liquide, il reconnut que l'ammoniaque

* Proust, Journ. de Phys. LI, 173.

formé s'élevait aux 0,05 du poids total du mélange [1]. D'où il suit que pendant l'oxidation, l'acide et l'eau sont décomposés, et en proportions telles que leur hydrogène et azote se combinent et donnent naissance à de l'ammoniaque, tandis que leur oxigène s'unit en totalité avec l'étain.

Esp. 2. *Carbonate d'étain.* On n'a pas reconnu jusqu'à présent que l'acide carbonique fût susceptible d'union avec les oxides d'étain. Bergman essaya, sans pouvoir y réussir, de former cette combinaison, et il trouva que le poids de ces oxides, précipités par des carbonates alcalins de leur dissolution dans les acides, augmentait à peine d'une manière sensible [2]. Proust ne réussit pas mieux dans les tentatives qu'il fit pour combiner ces corps avec l'acide carbonique [3]. 2. Carbonate.

Esp. 3. *Borate d'étain.* L'acide borique ne produit aucun effet sur l'étain; mais le borax précipite l'hydrochlorate d'étain en une poudre blanche insoluble dans l'eau. Ce sel, soumis à l'action d'une forte chaleur, se fond en une scorie opaque [4].

Esp. 4. *Phosphate d'étain.* L'action de l'acide phosphorique sur l'étain est à peine sensible, si ce n'est lorsqu'on expose un mélange de cet acide vitreux avec le métal à l'action d'une forte chaleur. Dans ce cas, l'acide est en partie décomposé, il se forme un phosphure par la combinaison de son phosphore avec une portion de l'étain, et un phosphate, par l'union de l'étain oxidé par son oxigène avec la portion de l'acide non décomposée [5]. Les phosphates alcalins précipitent aussi ce sel de la dissolution de l'hydrochlorate d'étain; et il peut être produit en mettant en digestion de l'oxide d'étain dans l'acide phosphorique. Le phosphate d'étain est insoluble dans l'eau. L'étain ne précipite pas le cuivre de sa dissolution dans l'acide hydrochlorique. Le phosphate d'étain, lorsqu'il est chauffé, se fond en un verre [6]. 4. Phosphate.

Esp. 5. *Sulfate d'étain.* Lorsqu'on plonge un cylindre 5. Sulfate.

---

[1] Encyc. méthod. chim. I, 632.
[2] Opusc. II, 329.
[3] Journ. de Phys. LI, 167.
[4] Wenzel's Verwandtschaft, p. 252.
[5] Pelletier, Ann. de Chim. XIII, 116.
[6] Wenzel's Verwandtschaft, p. 175.

d'étain dans de l'acide sulfurique, on s'aperçoit à peine, pendant quelque temps, qu'il se produise aucune action; mais le métal est converti par degrés à sa surface en flocons blancs qui s'en détachent et tombent au fond de la liqueur, où ils restent à l'état d'une poudre blanche. Il s'élève en même-temps des bulles d'acide sulfureux qui se dégagent. Les propriétés des composés que l'acide sulfurique forme avec l'étain, n'ont pas été examinées avec beaucoup d'attention. Kunkel, Wallérius et Monnet, qui se sont le plus occupés de l'action de cet acide sur le métal, ont essayé d'en opérer la dissolution à l'aide de la chaleur. Dans ce cas, l'acide est décomposé, il y a émission de gaz acide sulfureux, et même développement de soufre, si la chaleur est continuée pendant assez long-temps. Le métal est oxidé au maximum, et le *persulfate* obtenu n'est pas susceptible de cristalliser; mais par l'évaporation il se prend en gelée; et en ajoutant de l'eau à la dissolution, le sel se précipite à l'état d'une poudre blanche.

Mais si l'action de l'acide s'exerce à froid, ou si l'étain combiné avec un maximum d'oxigène est dissous dans l'acide sulfurique, il se forme, dans l'une ou dans l'autre de ces circonstances, un *sulfate* d'étain, qui donne, par l'évaporation, des cristaux en aiguilles fines, ainsi que Monnet l'observa il y a long-temps. La méthode la plus simple à employer pour la préparation de ce sel, est celle indiquée par Berthollet fils; elle consiste à verser de l'acide sulfurique concentré dans un hydrochlorate d'étain peu étendu d'eau; il se forme un précipité blanc floconneux, qui est le sulfate d'étain. Il peut se redissoudre dans l'eau, et en évaporant lentement la dissolution, on obtient des cristaux prismatiques très-minces. Les alcalis décomposent en partie ce sel en lui enlevant une portion de son acide, et le font passer ainsi à l'état d'un sous-sulfate d'étain *.

6. Sulfite. Esp. 6. *Sulfite d'étain.* Dans le cours de leurs expériences sur les combinaisons que l'acide sulfureux est susceptible de former, Fourcroy et Vauquelin ont eu occasion d'examiner l'action de cet acide sur l'étain. Ils ont reconnu qu'en plongeant une lame d'étain dans de l'acide sulfureux liquide, il prend une couleur jaunâtre, qui passe ensuite au

* Statique chim. II, 464.

noir; et il s'y précipite une poudre noire qui est un sulfure d'étain. Dans ce cas, une portion de l'acide est décomposée; l'étain qui lui enlève son oxigène est en partie oxidé, il se combine avec le reste de l'acide, et se précipite en partie à l'état de sulfure combiné avec le soufre de l'acide décomposé. Il reste en dissolution de l'hyposulfite d'étain; car il se précipite du soufre par une addition d'acide sulfurique à la dissolution [1].

Esp. 7. *Arseniate d'étain.* Lorsqu'on fait digérer à chaud l'étain dans l'acide arsenique, ce métal s'oxide lentement en se combinant avec l'oxigène de l'acide, et la dissolution finit par se prendre en une masse gélatineuse. L'acide arsenique enlève l'étain à l'acide acétique, et les arseniates alcalins précipitent l'hydrochlorate d'étain en une poudre insoluble qui est l'arseniate d'étain. Ce sel n'a pas encore été examiné [2].

Esp. 8. *Acétate d'étain.* L'acide acétique n'agit que très-lentement sur l'étain, même à l'aide de la chaleur. Il ne l'oxide et ne le dissout qu'en petite proportion. Vauquelin a fait dernièrement des expériences dont l'objet était de connaître l'action spontanée de cet acide à l'état de vinaigre sur les vaisseaux d'étain. Comme c'est ordinairement dans des vases de ce métal qu'on le mesure, que l'étain s'y trouve toujours allié avec un peu de plomb, et que tous les sels de plomb sont des poisons, il était de la plus grande importance de s'assurer si le vinaigre attaque le vaisseau, et dans ce cas, si son action ne s'exerce que sur l'étain, ou si elle s'étend au plomb; car alors le vinaigre serait converti en poison. Le résultat de ces recherches de Vauquelin, fut qu'une petite portion d'étain était dissoute par le vinaigre, et que ce liquide attaquait aussi le plomb lorsque sa proportion dans l'alliage excédait celle d'un sixième; mais que cette action ne s'exerçait qu'aux seuls points du vaisseau qui se trouvaient être en même-temps en contact avec le vinaigre et avec l'air [3].

Action du vinaigre sur les vaisseaux d'étain.

Lorsqu'on fait bouillir l'acide acétique sur de l'étain, le métal se dissout par degrés en se combinant avec l'oxigène aux dépens de l'eau. La dissolution prend une couleur blan-

---

[1] Fourcroy. VI, 30.
[2] Schéele. I, 180.
[3] Ann. de Chim. XXXII, 243.

châtre et donne par l'évaporation de petits cristaux. Ce fait, que Lémery annonça le premier, fut révoqué en doute par Monnet, Westendorf et Wenzel, qui ne purent jamais obtenir de cette dissolution d'acétate d'étain qu'une masse gommeuse; mais Morveau en établit la vérité en faisant produire à cette dissolution, par son évaporation spontanée, des cristaux d'acétate d'étain [1]. Il est facile de rendre compte de la différence des résultats qu'obtinrent ces chimistes. Les cristaux étaient indubitablement l'*acétate* d'étain, et la masse gommeuse le *peracétate* de ce métal. Le mode le plus simple de préparation de l'acétate d'étain consiste à mêler ensemble des dissolutions d'hydrochlorate d'étain et d'acétate de plomb.

9. Benzoate. Esp. 9. *Benzoate d'étain.* L'acide benzoïque ne dissout ni l'étain ni son oxide; mais en ajoutant du benzoate de potasse à une dissolution d'étain dans l'acide hydro-chloro-nitrique, il s'y précipite un benzoate d'étain. Ce sel est soluble dans l'eau à l'aide de la chaleur, mais inattaquable par l'alcool, et susceptible d'être facilement décomposé par l'action de la chaleur [2].

Esp. 10. *Succinate d'étain.* L'acide succinique dissout, à l'aide de la chaleur, l'oxide d'étain. La dissolution évaporée donne des cristaux fins, larges et transparens. Le plomb, le fer, ni le zinc ne produisent aucune espèce de changement dans la dissolution de ce sel [3].

11. Oxalate. Esp. 11. *Oxalate d'étain.* L'acide oxalique, aidé de la chaleur, attaque l'étain. Le métal noircit d'abord et se recouvre ensuite d'une croûte blanche d'oxide. La dissolution, d'une saveur austère, donne, par une évaporation lente, des cristaux prismatiques; mais lorsqu'elle est évaporée rapidement par une forte chaleur, elle laisse pour résidu une masse qui ressemble à de la corne [4].

Esp. 12. *Tartrate d'étain.* Le tartrate d'étain n'a jamais été examiné par les chimistes. L'acide tartarique dissout l'oxide d'étain mais il n'a point d'action sur le métal.

Esp. 13. *Rheümate d'étain.* Ce sel cristallise en pyramides à cinq faces tronquées [5].

---

[1] Encycl. méthod. chim. I, 23.
[2] Trommsdorf, Ann. de Chim. XI, 315.
[3] Wenzel's Verwandtschaft, p. 241.
[4] Bergman. I, 269.
[5] Henderson, Annals of Philosophy. VIII, 253.

Esp. 14. *Tartrate de potasse et d'étain.* On peut former ce sel triple en faisant bouillir ensemble dans l'eau du tartrate acide de potasse et de l'oxide d'étain. Ce sel est très-soluble, et par conséquent, sa dissolution cristallise difficilement; ni les alcalis, ni les carbonates ne la précipitent [1].

Esp. 15. *Nitrate ammoniaco d'étain.* Le peroxide d'étain est insoluble dans l'acide nitrique; mais la dissolution s'opère lorsqu'on le traite avec cet acide et de l'ammoniaque. S'il arrive souvent qu'on obtienne un sel d'étain par l'action de l'acide nitrique sur ce métal, c'est qu'en le traitant avec cet acide, il se forme du nitrate d'ammoniaque qui en facilite la dissolution [2].

---

## SECTION XXI.

### *Sels de cuivre.*

La propriété que le cuivre a d'absorber aisément l'oxigène, facilite, en général, la formation des sels de ce métal; par conséquent, leur examen présente beaucoup moins de difficulté que celui de plusieurs des genres déjà traités. C'est par cette raison sans doute que quelques-uns de ces sels sont depuis si long-temps connus, et aussi généralement employés. Les alchimistes, et les plus anciens chimistes, les distinguèrent par la dénomination de *sels de Vénus*, parce que Vénus était le terme dont ils se servaient pour désigner le cuivre.

On peut distinguer les sels cuivreux par les propriétés suivantes.

1. Ils sont presque tous solubles dans l'eau, ou du-moins ils le deviennent par l'addition d'un acide. Cette dissolution est bleue ou verte, ou bien elle devient de cette couleur, après avoir été pendant quelque temps exposée à l'air. Caractères.

2. Lorsqu'on y verse de l'ammoniaque, elle prend une couleur bleue foncée.

3. Le ferrocyanate de potasse précipite en rouge toute dissolution cuivreuse.

---

[1] Thénard, Ann. de Chim. XXXVIII, 35.
[2] *Ibid.* XLII, 218.

4. L'hydrosulfate de potasse y produit un précipité noir.

5. L'acide gallique occasionne un précipité brun.

6. Une lame de fer plongée dans la dissolution d'un sel de cuivre, précipite le cuivre à l'état métallique.

Presque tous les acides, autant qu'on a pu s'en assurer, ne se combinent avec le cuivre que lorsque le métal est oxidé au maximum ; de manière que, strictement parlant, tous les sels de cuivre sont des sursels.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de cuivre.* L'acide nitrique agit très-fortement sur le cuivre. L'effet de cette action est un dégagement de deutoxide d'azote à l'état de grande pureté, l'oxidation et la dissolution du métal. La dissolution est d'une belle couleur bleue ; elle donne, lorsqu'elle a été évaporée lentement, des cristaux réguliers de nitrate de cuivre.

Propriétés. Ces cristaux sont des parallélipipèdes alongés, d'un beau bleu. Leur saveur est âcre et métallique. Ils sont si excessivement caustiques qu'ils corrodent la peau avec une grande énergie ; leur pesanteur spécifique est de 2,174 [1]. Ils sont très-solubles dans l'eau. Exposés à l'air, ils attirent peu-à-peu l'humidité et y deviennent déliquescens. A une chaleur qui n'excède pas 38° centigr., ils éprouvent la fusion aqueuse ; et si la chaleur est continuée, ils perdent leur eau et une partie de leur acide. Mis sur les charbons ardens, ils détonent faiblement. Ces cristaux produisent le même effet, ainsi que Brugnatelli l'observa le premier, lorsqu'étant mêlés avec du phosphore on soumet le mélange à la percussion du marteau. Lorsqu'on enveloppe de ces cristaux humectés d'eau, dans une feuille mince d'étain, ils agissent avec une énergie extraordinaire sur ce métal. Il y a dégagement de deutoxide d'azote et production de chaleur ; la feuille d'étain est déchirée dans tous les sens, et très-souvent elle prend feu. Cette expérience fut faite, pour la première fois, par le docteur Higgins [2].

Les parties constituantes de ce sel, abstraction faite de l'eau, dont la quantité n'a pas été déterminée, sont :

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide nitrique..... | 6,75 | ... | 100 |
| Peroxide de cuivre. | 10 | ... | 148,148 |

---

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

[2] Phil. Trans. LXIII, 137.

*Sous-nitrate.* Lorsqu'on ajoute de la potasse à une dissolution de nitrate de cuivre, il se produit un précipité bleu, qui passe promptement au vert par l'agitation, si la potasse est en quantité insuffisante pour décomposer tout le nitrate. Proust a prouvé que le précipité vert est un sous-nitrate de cuivre. On peut l'obtenir aussi en distillant dans une cornue du nitrate de cuivre. Il arrive un moment dans le cours de cette distillation, où le sel s'épaissit, et encroûte la cornue d'une concrétion verte lamelleuse; il est alors converti en sous-nitrate. Ce sel est complètement insoluble dans l'eau. L'acide sulfurique dégage son acide, qui peut aussi lui être enlevé par la distillation. Berzelius examina également ce sous-nitrate, qu'il obtint par divers procédés, et qu'il reconnut être toujours le même. Ses parties constituantes sont:

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide.... | 16 [1].... | 18,9 [2].... | 21,6 [3] |
| Oxide.... | 67..... | 66, ..... | 64,0 |
| Eau..... | 17..... | 15,1..... | 14,4 |
| | 100 | 100,0 | 100,0 |

L'acice nitrique ne paraît pas susceptible de se combiner avec le protoxide de cuivre. Lorsqu'il est concentré, il oxide le métal au maximum, et alors il le dissout. Lorsque l'acide est étendu, une partie du métal attire l'oxigène de l'autre; il se forme du nitrate bleu, et il se précipite une poudre rouge, qui est le cuivre réduit [4].

2. Nitrate.

Esp. 2. *Nitrite de cuivre.* Ce sel se produit par le mélange d'une quantité convenable de nitrite de plomb avec du sulfate de cuivre. Le sulfate de plomb se précipite, et le nitrate de cuivre reste dans la dissolution, à laquelle il donne une couleur verte. Elle se décompose lentement par son exposition à l'air, et cette décomposition a très-promptement lieu par la digestion dans un vaisseau ouvert. En traitant une dissolution de nitrate de cuivre avec du cuivre métallique, il ne se forme point de nitrite de cuivre [5].

3. Carbonate.

Esp. 3. *Carbonate de cuivre.* L'acide carbonique n'attaque

[1] Proust, Ann. de Chim. XXXII, 26.
[2] Berzelius, Ann. de Chim. LXXXII, 250.
[3] Composition théorétique, dans la supposition que le sel est formé de 1 atôme acide, 2 atômes peroxide et 4 atômes eau.
[4] Journ. de Phys. LI, 182.
[5] Berzelius, Ann. de Chim. LXXXIII, 31.

point le cuivre ; mais il se combine facilement avec son oxide, ou avec l'hydrate de cuivre, lorsque ce composé, étant mêlé avec de l'eau, on y fait passer un courant de gaz acide carbonique. On peut encore former le carbonate de cuivre en précipitant une dissolution de nitrate de cuivre par un carbonate d'alcali fixe [1]. En se servant d'eau bouillante pour opérer cette précipitation, et en exposant au soleil le précipité lavé avec beaucoup de soin, le carbonate qu'on obtient est très-brillant et d'une belle couleur vert pomme. On le trouve souvent natif dans cet état de plus grande beauté. Le carbonate de cuivre natif est connu des minéralogistes sous les noms de *malachite, mine de cuivre bleu*, *et carbonate anhydre*, suivant qu'il est combiné avec 1 ou 2 atômes d'eau, ou qu'il est privé d'eau. Ce sel est insoluble dans l'eau ; la chaleur le décompose entièrement et le réduit à l'état d'oxide noir, ou peroxide.

Le carbonate anhydre est composé, d'après mon analyse, de

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide carbonique.... | 2,75.... | 100 .. | 21,58 |
| Peroxide de cuivre... | 10, .... | 363,6.. | 78,42 |
| | | | 100,00 |

4. Borate. Esp. 4. *Borate de cuivre.* Ce sel est précipité par le borax d'une dissolution de sulfate de cuivre, sous la forme de gelée, d'un vert pâle clair, qui lorsqu'elle est desséchée se dissout très-difficilement dans l'eau. Elle se fond aisément en une substance vitreuse d'un rouge obscur [2]. En triturant ensemble pendant quelque temps dans de l'eau, de la limaille de cuivre et de l'acide borique, et en faisant digérer ce mélange, il y a, suivant Palm, dissolution du cuivre, et formation de cristaux de borate de cuivre.

5. Silicate. Esp. 5. *Silicate de cuivre.* Le minéral appelé par les Allemands *mine de cuivre émeraude*, et par les Français *dioptase*, est un trisilicate hydraté de cuivre, si nous con-

---

[1] Chenevix a fait voir que les carbonates alcalins ont la propriété de dissoudre une portion de l'oxide de cuivre avec lequel ils forment un sel triple.

[2] Bergman.

sidérons comme exacte l'analyse de Lowitz. Il trouva que ce silicate consiste en

| | |
|---|---|
| Silice..... | 33 |
| Peroxide de cuivre..... | 55 |
| Eau..... | 12 |
| | 100 |

En le supposant formé de 3 atômes de silice, 1 atôme du peroxide, et 2 atômes eau, ses parties constituantes seront:

| | |
|---|---|
| Silice..... | 32,88 |
| Peroxide..... | 54,79 |
| Eau..... | 12,33 |
| | 100,00 |

Or, ces nombres coïncident presqu'exactement avec l'analyse de Lowitz, qu'ils confirment pleinement.

Esp. 6. *Phosphate de cuivre.* L'action de l'acide phosphorique sur le cuivre ne s'exerce pas d'une manière immédiate; mais lorsqu'on laisse séjourner pendant quelque temps l'acide sur ce métal, il finit par l'oxider, et le phosphate de cuivre se forme. On peut se procurer ce sel avec une grande facilité en ajoutant du phosphate de soude à une dissolution de nitrate de cuivre. Il se précipite aussitôt une poudre verte bleuâtre, qui est le phosphate de cuivre Ce sel est insoluble dans l'eau. Sa pesanteur spécifique est, suivant Hassenfratz, de 1,4158 [1]. Chauffé au rouge, il perd son eau de cristallisation et prend une couleur brune. A une chaleur violente, il donne du phosphure de cuivre. Ce sel est composé, suivant Chenevix, de 6. Phosphate.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Oxide brun... | 49,5 | Hydrate de cuivre.. | 61,5 |
| Eau..... | 12,0 | | |
| Acide..... | | | 35,0 |
| Eau..... | | | [illegible],5 |
| | | | 100,0 [2] |

Il est évident, d'après cette analyse, que le sel est un biphosphate hydraté. Si nous le supposons composé de 2

[1] Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Phil. Trans. 1801, p. 206.

atômes acide, 1 atôme peroxide, et 3 atômes eau, ses parties constituantes seraient :

| | |
|---|---|
| Acide phosphorique..... | 40,22 |
| Peroxide de cuivre..... | 44,70 |
| Eau..... | 15,08 |
| | 100,00 |

J'ai obtenu un biphosphate de cuivre par le procédé ci-dessus décrit. En mêlant du nitrate de cuivre avec du phosphate d'ammoniaque, le précipité produit était un sous-phosphate de cuivre composé de 1 atôme d'acide, et de 2 atômes d'oxide. Quoique je sois persuadé que le phosphate de cuivre neutre existe, je n'ai cependant pas pu parvenir à le former.

7. Sulphate. Esp. 7. *Sulfate de cuivre.* L'acide sulfurique n'attaque pas le cuivre à froid; mais à la chaleur de l'eau bouillante, l'acide est en partie décomposé; le cuivre est oxidé, et il se combine avec le reste de l'acide; mais on eut rarement recours à ce procédé, le sulfate de cuivre se rencontrant abondamment dans la nature, dissous dans les eaux minérales accompagnant les mines de cuivre. On l'obtient souvent de ces eaux par évaporation; on le forme encore en brûlant le sulfure de cuivre natif, ou en exposant à l'air cette substance humectée d'eau. Par ces diverses méthodes, le soufre est acidifié, et le sulfate de cuivre formé. Ce sel paraît avoir été connu des anciens. On le distingue dans le commerce par le nom de *vitriol bleu*, et quelquefois par celui de *couperose bleue*. C'est dans le fait un persulfate. Il y a trois sous-espèces connues du sulfate de cuivre, savoir : le *bisulfate*, le *sulfate*, et le *sous-sulfate*.

Propriétés. 1. *Bisulfate.* C'est la sous-espèce qui se trouve dans le commerce et qu'on prépare par les procédés ordinaires. Ce sel rougit les couleurs bleues végétales, et contient par conséquent un excès d'acide. Il est d'un bleu foncé. La forme primitive de ses cristaux est, suivant Haüy, un parallélipipède obliquangle, dont les côtés sont inclinés entre eux sous des angles de 124°,1′, et 55°,59′, et dont la base fait, avec l'un des côtés, un angle de 109°,21′ et un de 70°,39′ avec le côté opposé. Cette forme de parallélipipède passe quelquefois à l'octaèdre et au décaèdre, et les bords aux

bases sont souvent tronqués. Il présente le phénomène de la double réfraction [1].

La saveur de ce bisulfate est fortement styptique et métallique. On l'emploie comme caustique. Sa pesanteur spécifique est de 2,1943 [2]. Il est soluble dans environ 4 parties d'eau à la température de 16° centig., et dans moins de moitié de cette proportion à la température de 88° centig [3]. Il s'effleurit légèrement à l'air et sa surface s'y recouvre d'une poussière blanche verdâtre. Au feu, il perd son eau de cristallisation, et se convertit en une poudre blanche bleuâtre. Si la chaleur est augmentée, l'acide est séparé, et l'oxide noir de cuivre reste.

Les parties constituantes de ce sel sont, savoir : Composition.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 33 [4]..... | 31,38 [5]..... | 32 [6] |
| Oxide..... | 32..... | 32,32..... | 32 |
| Eau..... | 35..... | 36,30..... | 36 |
| | 100 | 100,00 | 100 |

Ce sulfate est décomposé par les alcalis et les terres, par les carbonates alcalins, les borates et phosphates, ainsi que par ceux des sels métalliques, tels que les sels de plomb, dont la base forme avec l'acide sulfurique un sel à-peu-près insoluble.

Ce sel paraît avoir la propriété de former un sel quadruple avec l'hydrochlorate d'ammoniaque. Lorsqu'on mêle ensemble parties égales des deux sels dissous dans l'eau, la couleur de cette dissolution, jaune, lorsqu'elle est chaude, passe au vert à mesure qu'elle refroidit. Elle peut servir comme encre sympathique. Les lignes qu'on trace avec elle sur le papier sont invisibles tant qu'elle est froide; mais si le papier est chauffé, l'encre prend une couleur jaune qui disparaît de nouveau lorsque le papier refroidit [7].

2. *Sulfate.* Ce sel se rapproche beaucoup par ses pro- Sulfate.

---

[1] Prieur, Ann. de Chim. LXVI, 188.

[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12. Suivant le docteur Watson, 2,230 (Chemical Essays, V, 69.)

[3] Wenzel's Verwandtschaft, p. 309.

[4] Proust, Ann. de Chim. XXXII, 33.

[5] Berzelius, *ibid*, LXXXII, 121.

[6] Composition théorétique, dans la supposition que c'est un composé de 2 atômes acide, 1 atôme oxide et 10 atômes eau.

[7] Gillet, Laumont, Phil. Mag. XIV, 76.

priétés de celui de la première variété; mais il cristallise en pyramides tétraèdres, séparées par des prismes quadrangulaires [1]. On peut le former en saturant l'excès d'acide dans le sur-sulfate, avec l'oxide de cuivre.

Sous-sulfate. 3. *Sous-sulfate* Lorsqu'on verse une petite quantité de potasse pure dans une dissolution de sulfate de cuivre, il se produit un précipité pulvérulent de couleur verte, qui nage dans la liqueur, dont on peut le séparer en la filtrant. Lorsqu'il a été convenablement lavé il est insoluble dans l'eau. Proust, qui examina le premier cette poudre, s'assura que c'était un sous-sulfate de cuivre.

Ses parties constituantes sont, savoir :

Composition.

| | | | |
|---|---|---|---|
| Acide..... | 18 [2]..... | 21,28 [3]..... | 21,39 [4] |
| Oxide..... | 68..... | 64,22..... | 64,17 |
| Eau..... | 14..... | 14,50..... | 14,44 |
| | 100 | 100,00 | 100,00 |

Il paraît probable, d'après les expériences de Proust, que l'acide sulfurique ne se combine point avec le protoxide de cuivre; car en le traitant avec cet acide, une partie du métal attire l'oxigène de l'autre. Il en résulte la formation d'un sulfate bleu de cuivre, et la précipitation d'une poudre rouge qui est le cuivre réduit [5].

8. Sulfite. Esp. 8. *Sulfite de cuivre.* L'acide sulfureux ne se combine qu'avec le protoxide de cuivre, le peroxide ayant la propriété de transformer l'acide en acide sulfurique. On peut obtenir le sulfite de cuivre en faisant passer un courant de gaz acide sulfureux dans de l'eau contenant du peroxide de cuivre mêlé avec ce liquide, le peroxide est converti par degrés en protoxide, en cédant la moitié de son oxigène à une portion de l'acide sulfureux, qui passe à l'état d'acide sulfurique. Le sulfite de cuivre reste sous la forme de petits cristaux rouges, et le sulfate se dissout dans l'eau. On peut encore obtenir le sulfite de cuivre, en versant du sulfite de

---

[1] Leblanc, Journ. de Phys. LV, 301.
[2] Proust, Ann. de Chim. XXXII, 34.
[3] Berzelius, *ibid.*, LXXXII, 240.
[4] Composition théorétique, en supposant le sel composé de 1 atôme acide 1 ½ atôme oxide et 3 atômes eau, ou de 2 atômes acide, 3 atômes oxide et 6 atômes eau.
[5] Journ. de Phys. LI, 182.

potasse dans une dissolution de nitrate de cuivre, et en lavant le précipité jaune qui se produit, jusqu'à ce qu'il ait pris la couleur rouge. Le sulfite de cuivre est sous la forme de petits cristaux rouges. Il est insoluble dans l'eau froide; mais en le faisant bouillir pendant long-temps dans l'eau, son acide est séparé en totalité, et il ne reste qu'un protoxide de cuivre. Exposé à la chaleur, il donne de l'eau, de l'acide sulfureux, un peu de soufre, et il y a du sulfate de cuivre formé. La potasse et la soude lui enlèvent avec facilité son acide. Le chlore et l'acide nitrique le convertissent en sulfate de cuivre. La composition de ce sulfite est, suivant Chevreul, à qui nous sommes redevables de tous les faits que nous venons d'exposer, de

| | | |
|---|---|---|
| Acide sulfureux..... | 32,18..... | 36,16 |
| Protoxide de cuivre.. | 56,82..... | 63,34 |
| Eau..... | 11,00 | |
| | 100,00[1] | |

Si nous supposons que ce sel est formé de 1 atôme acide + 1 atôme protoxide, ses parties constituantes seront :

| | |
|---|---|
| Acide..... | 30,76 |
| Oxide..... | 69,24 |
| | 100,00 |

Ces nombres, qui ne correspondent pas bien avec ceux de Chevreul, rendent suspecte l'exactitude de son analyse.

Esp. 9. *Sulfite de cuivre et de potasse.* Lorsqu'on verse du sulfite de potasse dans du nitrate de cuivre, il se produit un précipité jaune floconneux, qui diminue par degrés de volume, et prend la forme de petits cristaux. Ces cristaux sont en partie rouges et en partie d'un jaune citron. Les cristaux rouges sont le sulfite de cuivre; les jaunes sont un sel triple, composé du sulfite de cuivre et du sulfite de potasse unis ensemble; ils sont formés, suivant Chevreul[2], de

| | |
|---|---|
| Sulfite de cuivre..... | 73,25 |
| Sulfite de potasse..... | 12,68 |

[1] Ann. de Chim. LXXXIII, 181.
[2] *Ibid.* 200.

Esp. 10. *Sulfate ammoniaco de cuivre.* Il paraît, d'après les expériences de Berzelius, que ce sel triple est un composé de 1 atôme sulfate d'ammoniaque et 1 atôme sulfate de cuivre, chacun de ces deux sels conservant son eau de cristallisation[1]. Ainsi les parties constituantes sont :

| | |
|---|---|
| Sulfate d'ammoniaque..... | 7,125 |
| Bisulfate de cuivre..... | 20,000 |
| Eau..... | 14,625 |
| | 41,750 |

de sorte que le poids d'une molécule intégrante de ce sel n'est pas de moins de 41,75.

Esp. 11. *Sous-sulfate d'ammoniaque et de cuivre.* C'est la substance connue sous le nom de *cuprum ammoniacum.* Berzelius préparait ce sel en mêlant de l'ammoniaque à une dissolution concentrée de bisulfate de cuivre, et en précipitant la liqueur bleue par l'alcool. Il lavait le précipité avec de l'alcool, et il le faisait sécher. Berzelius trouva que ce sel était composé de

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique..... | 32,25 |
| Peroxide de cuivre ..... | 34,00 |
| Ammoniaque..... | 26,40 |
| Eau..... | 7,35 |
| | 100,00[2]. |

Or, si nous considérons ce sous-sulfate comme étant un composé de 2 atômes acide, 1 atôme peroxide, 4 atômes ammoniaque et 2 atômes eau, il consistera dans

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique..... | 32,52 |
| Peroxide..... | 32,52 |
| Ammoniaque..... | 27,64 |
| Eau..... | 7,32 |
| | 100,00 |

Il faut convenir que ce sel est un composé singulier ; une grande partie de l'ammoniaque qu'il contient doit être bien peu intimement combinée.

---

[1] Ann. de Chim. LXXXII, 257.

[2] *Ibid.* p. 263.

Esp. 12. *Sulfate de potasse et de cuivre.* Lorsqu'on fait digérer du bisulfate de potasse sur du carbonate ou peroxide de cuivre, on obtient une dissolution de couleur verte, qui, étant suffisamment concentrée par l'évaporation, fournit des cristaux d'un sel triple, composé de sulfate de potasse uni à du sulfate de cuivre. Ces cristaux sont d'un bleu verdâtre. Ce sont des parallélipipèdes obliques assez applatis, leurs bases étant des rhombes, et beaucoup plus larges que leurs côtés. Ils ont souvent des angles et des bords tronqués. En les tenant entre l'œil et la lumière, on observe deux diagonales traversant le cristal, et d'une couleur plus claire que celle du reste de ce cristal. Ce sel est soluble dans l'eau, et on peut le faire cristalliser de nouveau sans qu'il éprouve de changement. Il ne s'altère point à l'air. Suivant l'analyse de Vogel de Bayreuth, à qui nous devons la connaissance de ce sel, ses parties constituantes sont :

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique. . . . . | 36, 75 |
| Potasse . . . . . | 21,425 |
| Peroxide de cuivre. . . . . | 18,000 |
| Eau. . . . . | 24,500 |
| | 100,000* |

Or, en le considérant comme formé de 4 atômes acide, 2 atômes potasse, 1 atôme peroxide de cuivre et 12 atômes eau, sa composition sera :

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique. . . . . | 36,036 |
| Potasse. . . . . | 21,621 |
| Peroxide de cuivre. . . . . | 18,018 |
| Eau. . . . . | 24,325 |
| | 100,000 |

Ces nombres coïncident presque exactement avec ceux de l'analyse de Vogel. Il n'est donc pas douteux que ce sel triple est un composé de 2 atômes de sulfate de potasse, 1 atôme de bisulfate de cuivre et 12 atômes d'eau.

Esp. 13. *Arseniate de cuivre.* En mettant en digestion de l'acide arsenique sur du cuivre, le métal est oxidé et dissous. Il se forme une poudre d'un blanc bleuâtre, qui est un arseniate de cuivre. On peut également former ce sel en 13. Arseniate.

* Schweigger's Journal. VII, 40.

ajoutant de l'acide arsenique à une dissolution d'acétate de cuivre, ou en précipitant le nitrate de cuivre par un arseniate alcalin [1].

On a trouvé l'arseniate de cuivre natif en très-grandes quantités dans la mine de Huel-Garland, dans la paroisse de Gwennap dans le Cornouailles. Le comte de Bournon et Chenevix en ont donné une très-intéressante description dans les Transactions Philosophiques pour 1801, en publiant l'analyse qu'ils en ont faite. Il semble résulter des expériences et des observations de ces chimistes, qu'il n'existe pas moins de cinq variétés d'arseniate de cuivre, différant entre elles dans les proportions de l'oxide, de l'acide et de l'eau, qu'elles contiennent. Elles sont en général insolubles dans l'eau, à l'exception cependant d'une seule qui paraît être un sur-arseniate, et qui n'a pas encore été rencontrée native. Leur couleur varie du bleu foncé au vert, et même au brun, au jaune et au noir; ce qu'on peut attribuer à la différence de leur proportion d'eau. Ceux de ces arseniates qui sont des couleurs bleue et verte en contiennent le plus, et c'est dans les bruns qu'il y en a le moins.

Variétés.

1.re Variété. *Arseniate octaèdre obtus.* Cette variété cristallise en octaèdres obtus, composés de deux pyramides tétraèdres appliquées base à base, dont les faces sont des triangles isocèles, avec plus d'inclinaison entre elles des deux faces qui sont opposées. Ces faces se rencontrent au sommet sous un angle de 130°, et sous un de 50° à la base. Ces cristaux sont ordinairement d'une couleur bleu ciel foncé, et quelquefois d'un beau vert gazon; leur pesanteur spécifique est de 2,881 [2]. Ils sont composés, suivant l'analyse de Chenevix, de

| | |
|---|---|
| 14,3 | Acide. |
| 50,0 | Oxide brun. |
| 35,7 | Eau. |
| 100,0 | |

2.e Variété. *Arseniate hexaèdre.* Cette variété se rencontre ordinairement en lames hexaèdres très-minces, sus-

[1] Schéele. I, 175.
[2] Bournon.

ceptibles de se diviser en écailles fines comme le mica. Ces cristaux sont d'une couleur verte émeraude foncée ; leur pesanteur spécifique est de 2,548[1]. Ils sont composés de

43 Acide.
39 Oxide.
18 Eau.
100[2].

L'arseniate d'ammoniaque précipite en très-petits cristaux bleus cette variété, du nitrate de cuivre[3].

3.e Variété. *Arseniate octaèdre aigu.* Cette variété est formée de deux pyramides tétraèdres appliquées base à base. Deux des faces, qui sont plus inclinées, se rencontrent au sommet sous un angle de 84° et sous un de 96° à la base. Les deux autres forment au sommet, et à la base, des angles de 68° et 112°. Les cristaux de cette variété affectent très-souvent la forme des prismes rhomboïdaux, terminés par des sommets dièdres; et dans beaucoup de cas, les angles de 96° sont tronqués ; ils sont ordinairement d'une couleur brune ou vert-bouteille foncé. Leur pesanteur spécifique est de 4,280[4], et la proportion de leurs parties composantes de

29 Acide.
50 Oxide.
21 Eau.
100

Mais quelquefois ils sont absolument sans eau[5].

4.e Variété. *Arseniate trièdre.* La forme primitive de cette variété est un prisme trièdre dont les bases sont des triangles équilatéraux; mais on trouve ce sel cristallisé sous une grande variété de figures, dont le comte de Bournon a donné une description exacte. Les cristaux de cet arseniate sont ordinairement d'une belle couleur verte bleuâtre ; leur pésanteur spécifique est la même que celle de la précédente variété. Ils sont quelquefois opaques, et alors presque noirs.

---

[1] Bournon.
[2] Vauquelin, Journ. des Mines. An 10, p. 562.
[3] Chenevix.
[4] Bournon.
[5] Chenevix.

Leur composition est, suivant l'analyse qu'en a faite Chenevix, de

| | |
|---|---|
| 30 | Acide. |
| 54 | Oxide. |
| 16 | Eau. |
| 100 | |

5.e Variété. *Sur-arseniate.* Ce sel n'a pas été trouvé natif; mais il a été formé par Chenevix de la manière suivante. En ajoutant de l'arseniate d'ammoniaque à une dissolution de nitrate de cuivre, il se produisait un précipité qui était la 2.e variété ci-devant décrite. Il évaporait en partie la dissolution qui conservait sa couleur bleue, et alors il y versait de l'alcool. Il s'y formait un autre précipité, qui s'augmentait considérablement par le repos de la liqueur. Ce précipité consistait en cristaux rhomboïdaux de couleur bleue [1], et composés de

| | |
|---|---|
| 40,1 | Acide. |
| 35,5 | Oxide. |
| 24,4 | Eau. |
| 100,0 | |

On se formera peut-être une idée plus précise de la composition de ces différentes variétés d'arseniates au moyen de la table suivante, qui présente, d'après l'analyse de Chenevix, la proportion de l'oxide et de l'eau combinés dans chacune d'elles avec 1,00 d'acide.

Composition.

| | Acide. | Oxide. | Eau. |
|---|---|---|---|
| Variété 1.re..... | 1,00..... | 3,70..... | 2,50 |
| 2.e..... | 1,00..... | 2,76..... | 1,00 |
| 3.e..... | 1,00..... | 1,72..... | 0,70 |
| 4.e..... | 1,00..... | 1,80..... | 0,53 |
| 5.e..... | 1,00..... | 0,88..... | 0,60 [2]. |

14. Arsenite. Esp. 14. *Arsenite de cuivre.* L'acide arsenieux forme avec le peroxide de cuivre un arsenite, qu'on avait autrefois désigné par le nom de *vert de Schéele*, parce que ce fut ce chimiste qui le premier en fit l'examen, et en pro-

[1] Phil. Trans. 1801, p. 207.

[2] *Voyez* Remarques de Haüy, sur cette analyse. Journ. des Min. XIII, 425.

posa l'emploi pour la peinture. On peut l'obtenir en faisant d'abord deux dissolutions, l'une de 2 parties de sulfate de cuivre dans 44 parties d'eau, l'autre de 2 parties de potasse du commerce, et d'environ une partie de l'oxide blanc d'arsenic réduit en poudre dans 44 parties d'eau à l'aide de la chaleur. On ajoute ensuite peu-à-peu la dissolution du cuivre pendant qu'elle est chaude, à celle de l'arsenite de potasse, en agitant souvent le tout pendant le mélange. En laissant alors reposer la liqueur mélangée, l'arsenite de cuivre s'y dépose en une poudre d'un beau vert. On la fait sécher après l'avoir bien lavée avec de l'eau[1].

Esp. 15. *Antimoniate de cuivre.* En versant de l'antimoniate de potasse dans du sulfate de cuivre, il se produit un précipité d'antimoniate de cuivre. Ce précipité est volumineux, de couleur verte, et entièrement insoluble dans l'eau. Lorsqu'il est chauffé, il perd 19 pour 100 d'eau. Au chalumeau sur un charbon, il se réduit avec une vive déflagration, en laissant un bouton métallique composé de cuivre allié avec l'antimoine[2]. 15. Antimoniate.

Esp. 16. *Antimonite de cuivre.* On peut préparer ce sel de la même manière que celui de l'espèce précédente, auquel il ressemble quant à sa couleur et à son insolubilité dans l'eau. Un sous-antimonite de potasse précipite un sous-antimonite de cuivre, qui a l'aspect de l'arsenite de cuivre[3].

Esp. 17. *Chromate de cuivre.* Ce sel peut être formé en mêlant ensemble une dissolution de chromate de potasse neutre avec une dissolution de sulfate de cuivre; il se forme un précipité, d'un brun jaunâtre d'abord, mais qui, après avoir été bien lavé, prend, par la dessiccation, une couleur brune bistrée[4]. 17. Chromate.

Esp. 18. *Molybdate de cuivre.* L'acide molybdique précipite en vert le nitrate de cuivre[5].

Esp. 19. *Tungstate de cuivre.* L'acide tungstique et ses composés précipitent en blanc les sels de cuivre[6].

Esp. 20. *Acétate de cuivre.* L'acide acétique attaque le cuivre très-lentement dans des vaisseaux ouverts. Il le con- 20. Acétate.

[1] Schéele. I, 261.
[2] Berzelius, Nicholson's Journ. XXXV, 43.
[3] *Ibid.* p. 45.
[4] Vauquelin, Ann. de Chim. LXX, 70.
[5] Hatchett.
[6] Schéele.

vertit en oxide, et le dissout; mais dans des vaisseaux fermés, aucune action n'a lieu. L'acide acétique s'unit aisément à l'oxide de cuivre, avec lequel il forme un acétate. Ce sel fut connu des anciens. Pline décrit plusieurs méthodes pour le préparer[1]. On le forme ordinairement en exposant des lames de cuivre à l'action du vinaigre jusqu'à ce qu'elles soient converties en une poudre d'un vert bleuâtre, appelée *vert-de-gris*. On fait dissoudre alors cette poudre dans l'acide acétique, et le sel cristallise dans cette dissolution convenablement évaporée.

Propriétés. L'acétate de cuivre cristallise en pyramides tétraèdres tronquées. Il est d'une belle couleur verte bleuâtre; sa pesanteur spécifique est de 1,779[2]. Il a une saveur métallique désagréable, et c'est, ainsi que tous les composés dans lesquels entre le cuivre, un poison. Il est peu soluble dans l'eau à froid; ce liquide bouillant peut en prendre, suivant Wenzel, les 0,20 de son poids[3]. L'alcool le dissout aussi. Exposé à l'air, il s'y effleurit. Il donne à la distillation de l'acide acétique. Proust observa le premier que les acides acéteux et acétique forment le même sel avec le cuivre; et il en tira la conclusion qu'il n'existe point de différence entre les deux acides[4]. Lorsqu'on fait passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique à travers une dissolution de ce sel dans l'eau, le cuivre est désoxidé. Il se précipite à l'état d'un sulfure bleu, et il reste un acide, qui a les propriétés de l'acide acétique[5].

L'acétate de cuivre est composé, suivant Proust, de

| | |
|---|---|
| 61 | Acide et eau. |
| 39 | Oxide. |
| 100 | |

Si nous le supposons formé de 1 atôme acide, 1 atôme oxide et 8 atômes eau, ses parties constituantes seront :

| | |
|---|---|
| Acide acétique . . . . . | 25,12 |
| Peroxide de cuivre. . . . . | 39,41 |
| Eau. . . . . | 35,47 |
| | 100,00 |

[1] Lib. XXXIV, cap. 11.
[2] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[3] Verwandtschaft, p. 310.
[4] Journ. de Phys. LVI, 211.
[5] Ann. de Chim. XXXII, 36.

Je considère cette composition comme étant la véritable.

Lorsqu'on met dans l'eau du vert de-gris du commerce, il s'en dissout les 0,56; le surplus des 0,44, à l'état d'une poudre verte, reste pendant long-temps en suspension dans la liqueur Proust a reconnu que cette poudre est un *sous-acétate* de cuivre. Ce sel est décomposé par l'acide sulfurique, par la potasse et par la distillation; il est composé, d'après l'analyse de Proust, de

| | |
|---|---|
| 37 | Acide et eau. |
| 63 | Oxide. |
| 100 | |

Il paraît ainsi résulter des expériences de ce savant, que le vert-de-gris du commerce consiste dans deux acétates de cuivre différens; l'un soluble dans l'eau, et l'autre qui ne peut se dissoudre dans ce liquide[1]. On s'en sert beaucoup pour la peinture, et l'acétate de cuivre cristallisé s'emploie fréquemment comme ingrédient des composés de teinture. On fabrique le vert-de-gris en grand, à Montpellier, par des procédés dont Chaptal nous a donné une description particulière[2].

Esp. 21. *Benzoate de cuivre.* L'acide benzoïque n'a point d'action sur le cuivre; mais il s'unit facilement à l'oxide de ce métal. Il en résulte un sel en petits cristaux d'un vert foncé, peu solubles dans l'eau, et qui ne le sont pas du tout dans l'alcool. Lorsqu'on les chauffe, l'acide s'évapore, et laisse l'oxide. Les alcalis et les carbonates de chaux et de barite décomposent ce benzoate[3].

Esp. 22. *Succinate de cuivre.* L'acide succinique ne peut dissoudre le cuivre qu'à l'aide d'une longue digestion. La dissolution est de couleur verte. Wenzel en obtint de petits cristaux verts, dont les propriétés n'ont pas été examinées. Nous voyons, par les expériences de ce chimiste, qu'il existe deux variétés de ce sel, un *sur-suc-* 22. Succinate.

[1] Dans quelques expériences que je fis sur le vert-de-gris, j'obtins 54,3 d'une matière insoluble, qui était un composé de 2 parties de carbonate de cuivre et de 1 partie de sous-acétate Il n'y a pas de doute que la portion insoluble du vert-de-gris variera beaucoup, en quantité et en composition, suivant les circonstances.

[2] Ann. de Chim. XXV, 305.

[3] Trommsdorf, *ibid.* XI, 315.

*cinate* et un *sous-succinate*. Il mit en digestion dans de l'acide succinique 10 grammes de carbonate de cuivre, il se produisit une vive effervescence ; une portion seulement du sel fut dissoute, l'autre restant au fond du vaisseau. Cette portion pesait 17 grammes; elle avait perdu son acide carbonique, et contenait évidemment de l'acide succinique. Il y avait dans les liqueurs présence d'un peu de cuivre qu'on n'en pouvait pas séparer par un alcali ; mais on y parvenait avec un hydro-sulfate. Le zinc le précipitait aussi[1].

Esp. 23. *Subérate de cuivre.* L'acide subérique colore en vert la dissolution de nitrate de cuivre, mais sans y occasionner de précipité[2].

24. Oxalate. Esp. 24. *Oxalate de cuivre.* L'acide oxalique forme avec le cuivre, qu'il est susceptible d'attaquer, des cristaux aiguillés de couleur verte, qui ne s'altèrent point à l'air[3]. La combinaison de cet acide avec l'oxide du métal s'opère avec une grande facilité. L'oxalate que cette union produit est à l'état d'une poudre verte bleuâtre, qui se dissout à peine dans l'eau, à moins que le sel ne soit avec excès d'acide. Suivant Bergman, de qui nous tenons tout ce qui est connu jusqu'à présent sur cet oxalate, il faut 29 parties d'acide pour en dissoudre 21 de cuivre. L'acide oxalique précipite ce sel des sulfate, nitrate, hydrochlorate et acétate de cuivre liquides[4].

Les parties constituantes de ce sel, en le supposant formé de 1 atôme acide et de 1 atôme peroxide, sont :

| | |
|---|---|
| Acide oxalique. . . . . | 31,08 |
| Peroxide de cuivre. . . . | 68,92 |
| | 100,00 |

L'acide de Bergman contenait près de la moitié de son poids d'eau.

25. Potasse. Esp. 25. *Oxalate de potasse et de cuivre.* En mettant en digestion du binoxalate de potasse sur du carbonate de cuivre, on obtient une dissolution de couleur bleu-ciel foncé, qui fournit, par l'évaporation, des cristaux sous deux formes différentes.

---

[1] Wenzel's Lehre von der Verwandtschaft der Korper. Grindel's edit. p. 242.
[2] Bouillon-Lagrange, Ann. de Chim. XXIII, 48.
[3] Wenzel. *ibid.* XI, p. 229.
[4] Bergman. I, 267.

Quelques-uns sont en aiguilles, et s'effleurissent promptement à l'air. Ils consistent principalement en longs prismes hexaèdres déliés. Les autres sont des parallélipipèdes à extrémités rhomboïdales beaucoup plus larges que les faces latérales. Ces cristaux sont plus verts que ceux de la première sorte, sous la forme d'aiguilles, et ils ne s'altèrent point à l'air. D'après l'analyse de Vogel de Bayreuth, il paraît que ces deux espèces du sel ne diffèrent que dans la proportion de leur eau de cristallisation: les cristaux de la première sorte contiennent 8 atômes d'eau, tandis qu'il n'en existe que 4 dans ceux de la seconde. Il y a, dans l'une et l'autre sorte, 4 atômes d'acide, 2 atômes de potasse et 1 atôme de peroxide de cuivre; d'où il suit qu'on peut considérer chacune de ces espèces de cristaux comme formée de 2 atômes d'oxalate de potasse, unis à 1 atôme de binoxalate de cuivre; la première avec 8 atômes, et la seconde avec 4 atômes d'eau. Nous présentons ici les résultats de l'analyse de Vogel*.

| | 1.re sous-espèce. | 2.e sous-espèce. |
|---|---|---|
| Acide oxalique | 36,46 | 40,5 |
| Potasse | 25,04 | 27,0 |
| Peroxide de cuivre | 20,50 | 22,5 |
| Eau | 18,00 | 10,0 |
| | 100,00 | 100,0 |

En supposant les parties constituantes de ces deux sous-espèces établies comme ci-dessus, elles seront composées, savoir :

| | 1.re sous-espèce | 2.e sous-espèce. |
|---|---|---|
| Acide oxalique | 35,47 | 39,14 |
| Potasse | 24,98 | 27,56 |
| Peroxide | 20,82 | 22,97 |
| Eau | 18,73 | 10,33 |
| | 100,00 | 100,00 |

Nombres qui coincident presque exactement avec les résultats obtenus par Vogel.

Esp. 26. *Oxalate de soude et de cuivre.* Vogel de Bayreuth préparait ce sel en saturant du binoxalate de potasse avec de la soude, et en mettant dans la liqueur une dissolu- 26. Soude.

* Schw gger's Journ. II, 435.

tion saturée de sulfate de cuivre ; il se forme un précipité pulvérulent, qui se redissout par l'agitation. En évaporant le liquide, l'oxalate triple de potasse et de cuivre cristallise d'abord, il se dépose ensuite des cristaux d'oxalate de soude et de cuivre. Ces cristaux sont d'un bleu-ciel foncé, et consistent dans des prismes tétraèdres, ayant quelquefois tous les côtés égaux, et quelquefois deux côtés plus larges et deux plus étroits. Ils ne s'altèrent point à l'air ; au-moins ils n'y deviennent ni efflorescens ni déliquescens ; mais ils verdissent par degrés, et passent au brun foncé, sans aucune autre altération apparente, et ce changement de couleur a très-promptement lieu par leur exposition aux rayons solaires. Ce sel est insoluble dans l'eau sans décomposition. Ses parties constituantes sont, d'après l'analyse de Vogel, savoir* :

| | |
|---|---|
| Acide oxalique. . . . . | 46,48 |
| Soude. . . . . | 19,02 |
| Peroxide de cuivre. . . . . | 23,50 |
| Eau . . . . . | 11,00 |
| | 100,00 |

Si nous considérons ce sel comme étant formé de 4 atômes acide, 2 atômes soude, 1 atôme peroxide de cuivre et 4 atômes d'eau, sa composition sera :

| | |
|---|---|
| Acide oxalique . . . . . | 43,10 |
| Soude . . . . . | 20,23 |
| Peroxide de cuivre. . . . . | 25,29 |
| Eau . . . . . | 11,38 |
| | 100,00 |

Ces nombres se rapprochent d'assez près de l'analyse de Vogel, pour faire voir que le sel est en effet composé comme il a été établi.

On peut alors considérer ce sel triple comme étant un composé de 2 atômes oxalate de soude, 1 atôme binoxalate de cuivre et 4 atômes eau. Il se rapporte donc, dans sa composition, à la seconde sous-espèce du sel précédent.

27. Ammoniaco-oxalate. Esp. 27. *Oxalate ammoniaco de cuivre.* Vogel de Bayreuth a décrit trois sous-espèces de ce sel, qui exigent chacune un détail particulier.

* Schweigger's Journ. VII, 21.

1. *Oxalate ammoniaco lamelleux.* Ce sel s'obtenait en mêlant ensemble des dissolutions d'oxalate d'ammoniaque et d'oxalate de cuivre, et en faisant digérer le mélange. L'oxalate de cuivre était très-promptement dissous ; et par l'évaporation, il se déposait de petits cristaux sous la forme de lames rhomboïdales. Ces cristaux constituent le sel dont il s'agit. Ils ne s'altèrent point à l'air. Ils sont insolubles dans l'eau; mais ils sont peu-à-peu décomposés par ce liquide. Lorsqu'ils sont chauffés, ils abandonnent de l'eau et ensuite de l'ammoniaque. Exposés subitement à la chaleur, ils détonent avec grand bruit, et laissent l'oxide de cuivre. La composition de ce sel est, suivant Vogel, de *.

| | |
|---|---|
| Acide oxalique. . . . . | 47,5 |
| Ammoniaque. . . . . | 10,5 |
| Peroxide de cuivre. . . . . | 25,0 |
| Eau . . . . . | 17,0 |
| | 100,0 |

Si nous le considérons comme étant formé de 4 atômes acide, 2 atômes ammoniaque, 1 atôme peroxide et 6 atômes eau, ses parties constituantes seront :

| | |
|---|---|
| Acide oxalique. . . . . | 44,86 |
| Ammoniaque . . . . . | 11,18 |
| Peroxide de cuivre . . . . . | 26,30 |
| Eau. . . . . | 17,66 |
| | 100,00 |

Cette sous-espèce concorde donc dans sa composition avec les deux derniers sels décrits. Elle consiste dans 2 atômes d'oxalate d'ammoniaque, 1 atôme de binoxalate de cuivre et 6 atômes d'eau.

2. *Oxalate ammoniaco efflorescent.* Si, après avoir mis de l'oxalate de cuivre dans de l'ammoniaque caustique, et agité jusqu'à ce que le liquide ait dissous tout ce dont il peut se charger à froid, on verse ce liquide dans un vase plat, il se dépose par degrés des cristaux d'un bleu-ciel foncé, composés des prismes hexaèdres applatis, ayant deux faces larges et quatre faces étroites. Ces cristaux s'effleurissent promptement

* Schweigger's Journ. VII, 25.

à l'air; et non-seulement il s'en dégage de l'eau, mais encore de l'ammoniaque. La perte qu'ils éprouvent, en s'effleurissant ainsi, est de 18 pour 100, et ils ne perdent pas au-delà de cette proportion de leur poids, lors même qu'ils sont exposés à la chaleur de l'eau bouillante. Suivant l'analyse de Vogel, à l'aide cependant de quelque calcul, les parties constituantes de ce sel sont, savoir * :

| | |
|---|---|
| Acide oxalique. . . . . | 36,00 |
| Ammoniaque . . . . . | 16,29 |
| Peroxide de cuivre . . . . . | 39,00 |
| Eau . . . . . | 8,71 |
| | 100,00 |

En considérant ce sel comme un composé de 2 atômes acide, 2 atômes ammoniaque, 1 atôme peroxide et 2 atômes eau, sa composition sera ainsi qu'il suit :

| | |
|---|---|
| Acide oxalique. . . . . | 35,35 |
| Ammoniaque . . . . . | 16,65 |
| Peroxide de cuivre.. . . . . | 39,18 |
| Eau. . . . . | 8,82 |
| | 100,00 |

C'est donc un sous-sel, et il doit être formé de 1 atôme oxalate de cuivre, 1 atôme sous-oxalate d'ammoniaque et 2 atômes eau.

3. *Oxalate ammoniaco pulvérulent.* En mettant dans de l'ammoniaque caustique une plus grande quantité d'oxalate de cuivre que l'alcali n'en peut dissoudre, l'oxalate de cuivre se change par degrés en une poudre sablonneuse, qui a l'apparence de l'émail. Cette poudre est le sel dont il s'agit. Il ne s'altère point à l'air, non plus qu'à un degré de chaleur qui serait suffisant pour dépouiller de son eau de cristallisation la première sous-espèce. Lorsqu'il est plus fortement chauffé, l'ammoniaque est dégagée, et le résidu brûle avec flamme comme les deux sous-espèces qui précèdent. Les parties

* Schweigger's Journ. VII, 32.

constituantes de ce sel, telles qu'elles ont été déterminées par Vogel, à l'aide d'un peu de calcul, sont, savoir[1] :

| | |
|---|---|
| Acide oxalique . . . . . | 43,00 |
| Ammoniaque . . . . . | 9,72 |
| Peroxide de cuivre. . . . . | 45,58 |
| Eau. . . . . | 1,70 |
| | 100,00 |

Il est probable que l'eau n'était que mécaniquement mêlée avec le sel. Si nous le considérons comme étant un composé de 2 atômes acide, 1 atôme ammoniaque et 1 atôme peroxide, sa constitution sera :

| | |
|---|---|
| Acide oxalique. . . . . | 42,66 |
| Ammoniaque. . . . . | 10,05 |
| Peroxide de cuivre. . . . . | 47,29 |
| | 100,00 |

Cette sous-espèce est donc un sel neutre, formé de 1 atôme oxalate d'ammoniaque et 1 atôme oxalate de cuivre. Il peut être utile de donner ici une vue synoptique de la constitution de ces trois sous-espèces. Composition.

| | 1.re sous-espèce. | 2.e sous-espèce. | 3.e sous-espèce. |
|---|---|---|---|
| Acide oxalique. . . . | 4 atômes. | 2 atômes. | 2 atômes. |
| Ammoniaque. . . . . | 2 . . . . . | 2 . . . . . | 1 |
| Peroxide . . . . . | 1 . . . . . | 1 . . . . . | 1 |
| Eau. . . . . | 6 . . . . . | 2 . . . . . | 0 |
| Nombre des atômes. | 13 | 7 | 4 |

Esp. 28. *Mellate de cuivre.* L'acide mellitique précipite en vert l'acétate de cuivre, mais il ne produit aucun changement sur l'hydrochlorate de ce métal[2].

Esp. 29. *Tartrate de cuivre.* L'acide tartarique n'agit que faiblement sur le cuivre; mais avec le concours de l'air, il finit par dissoudre le métal, qu'il convertit en un oxide; et la dissolution fournit des cristaux d'un vert bleuâtre obscur[3]. Cet acide précipite les sulfate et hydrochlorate de cuivre en un tartrate de ce métal, sous la forme de cristaux bleus[4]. 29. Tartrate.

---

[1] Schweigger's Journ. VII, 35.
[2] Klaproth's Beitrage. III, 132.
[3] Grindel, Wenzel's Verwandtschaft der Korper, p. 214.
[4] Bergman. III, 456.

Esp. 30. *Tartrate de potasse et de cuivre.* On peut former ce sel en faisant bouillir ensemble, dans l'eau, de l'oxide de cuivre et du tartrate acide de potasse. La liqueur donne, par l'évaporation, des cristaux bleus, d'une saveur sucrée, et contenant le métal. En grande proportion[1]. Lorsqu'on fait bouillir ensemble le tartrate acide de potasse et le cuivre ou ses oxides, il y a dissolution. Et en évaporant à siccité cette dissolution, on obtient une poudre d'un vert bleuâtre, qui forme, suivant Leonhardi, la meilleure espèce de la couleur connue sous le nom de *vert de Brunswick*[2].

Vert de Brunswick.

Esp. 31. *Citrate de cuivre.* L'acide citrique, qui attaque à peine le cuivre, dissout son oxide au degré de chaleur de l'eau bouillante, et on obtient de la dissolution des cristaux d'un vert léger[3].

Esp. 32. *Rheümate de cuivre.* L'acide rheümique dissout l'oxide de cuivre, et cette dissolution évaporée donne une poudre d'un vert foncé, qui exige une quantité d'eau considérable pour se dissoudre[4].

33. Formate.

Esp. 33. *Formate de cuivre.* Ce sel, d'un bleu verdâtre, cristallise en prismes hexaèdres applatis, terminés par une pyramide à quatre faces. Ces cristaux s'effleurissent à l'air, et se recouvrent d'une poudre d'un blanc bleuâtre. Leur pesanteur spécifique est 1,815. Il faut 8,42 parties d'eau froide pour dissoudre une partie de ces cristaux. L'esprit de vin, contenant 0,86 d'alcool, dissout 0,0025 de son poids de ce sel, et acquiert une légère couleur bleue. Lorsque les cristaux sont chauffés, ils éprouvent la fusion aqueuse. Par l'évaporation de l'eau, le sel prend une belle couleur bleue, et il ne commence à se décomposer que lorsque la chaleur est considérablement augmentée. Alors sa décomposition a lieu promptement, il passe un liquide dans le récipient, et il reste du cuivre métallique. 100 grammes des cristaux laissent 28,5 grammes de cuivre[5]. En comparant ce résultat avec celui de l'analyse de l'acide formique, par Berzelius, nous pouvons conclure que le sel est un composé de 2 atômes acide, 1

---

[1] Thénard, Ann. de Chim. XXXVIII, 36.
[2] Gren's Handbuch der Chemie. III, 331.
[3] Wenzel's Verwandtschaft, p. 185.
[4] Henderson, Annals of Philosophy. VIII, 253.
[5] Gehlen, Schweigger's Journ. IV, 14.

atôme peroxide et 8 atômes eau. Dans cette supposition, ses parties constituantes seront :

| | |
|---|---|
| Acide formique. . . . . | 32,74 |
| Peroxide de cuivre. . . . | 35,39 |
| Eau . . . . . | 31,87 |
| | 100,00 |

Esp. 34. *Saccho-lactate de cuivre.* L'acide saccho-lactique ne précipite point le sulfate de cuivre [1].

Esp. 35. *Lactate de cuivre.* En mettant de l'acide lactique en digestion sur du cuivre, il prend d'abord une couleur bleue, qui devient verte, et passe au brun obscur. La dissolution ne cristallise pas [2].

Esp. 36. *Zumate de cuivre.* Le zumate de cuivre est un sel incristallisable, qui se fond par la chaleur, et est décomposé [3].

---

Tels sont les sels de cuivre, formant de tous les genres salins celui qui en fournit le plus. On ne peut douter que de plus amples recherches des chimistes, n'augmentent le nombre des sels triples de cuivre. J'en ai décrit huit espèces dans cette section, et leur nombre aurait été plus considérable, si j'avais fait mention de tous ceux qui sont connus pour exister, quoique leurs propriétés n'ayent point encore été jusqu'à présent examinées.

La constitution des sels de cuivre se détermine aisément, en les considérant comme des composés d'un atôme de peroxide de cuivre, et d'un atôme de chacun des acides. Un atôme de peroxide de cuivre pèse 10, et le poids des acides a été donné dans un précédent chapitre de ce volume. Le principal emploi des sels de cuivre est celui qu'on en fait pour la peinture. On se sert du sulfate dans la teinture; et dans la chapellerie, on fait un très-grand usage de l'acétate.

---

[1] Schéele. II, 80.

[2] *Ibid.* p. 66.

[3] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 94.

## SECTION XXII.

### *Sels de Bismuth.*

Les chimistes n'ayant pas examiné avec beaucoup d'attention les sels de bismuth, ce métal et ses combinaisons ont été jusqu'à présent très-négligés.

On peut distinguer les sels de bismuth par les propriétés suivantes :

Caractères. 1. La dissolution des sels de Bismuth est ordinairement incolore. Lorsqu'on y met de l'eau, il se produit immédiatement un précipité blanc, qui consiste principalement dans l'oxide blanc de bismuth.

2. Le ferrocyanate de potasse introduit dans ces dissolutions y donne lieu à un precipité blanc, quelquefois avec une nuance de jaune.

3. Avec l'hydro-sulfate de potasse et l'acide hydro-sulfurique, le précipité est noir.

4. Il est d'un jaune clair par l'acide gallique et l'infusion de noix de galle.

5. Une lame de cuivre ou d'étain, plongée dans une dissolution de bismuth, l'en précipite souvent à l'état métallique.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de bismuth.* L'acide nitrique exerce, lorsqu'il est concentré, une action très-violente sur le bismuth. Il se dégage une énorme quantité de deutoxide d'azote. Le métal est converti en un oxide blanc; il y a dégagement considérable de calorique ; on assure même avoir vu quelquefois jaillir des étincelles de feu du mélange. Lorsque l'acide est étendu, l'action est beaucoup moins énergique, et l'oxide de bismuth se dissout à mesure qu'il se forme. La dissolution est sans couleur; elle donne, par le refroidissement, des cristaux blancs, généralement attachés les uns aux autres en forme d'étoiles. Ce sont de petits prismes tétraèdres, terminés souvent par des sommets tétraèdres.

Ce sel exposé à l'air attire un peu l'humidité. Il se recouvre à sa surface d'une croute d'oxide blanc hydraté. Mis sur des charbons ardens, il détone faiblement avec émission d'étincelles rouges, et il laisse une poudre jaunâtre, qui n'est pas facilement réductible. En le triturant avec du phos-

phore, il se produit une détonation très-vive [1]. Dès qu'on le met dans l'eau, il se décompose; ce liquide absorbe son acide, et laisse l'oxide blanc hydraté de bismuth, combiné avec une petite portion d'acide. C'est par cette raison que des caractères tracés sur le papier avec une dissolution de nitrate de bismuth, invisibles d'abord, deviennent blancs, ainsi que Brugnatelli l'observa le premier, lorsqu'on trempe le papier dans l'eau [2].

En étendant d'eau la dissolution du bismuth dans l'acide nitrique, la plus grande partie du métal se sépare à l'état d'un sous-nitrate, qu'on avait autrefois désigné par le nom de *magistère de bismuth*.

Le composé, appelé *blanc de perle*, dont on fait un fréquent usage comme cosmétique, est un précipité opéré dans la dissolution du nitrate de bismuth par l'hydrochlorate de soude, ou le tartrate acide de potasse; et par conséquent, il est très-probable que ce blanc de perle est un sous-hydrochlorate, ou un tartrate de bismuth [3].

D'après les expériences de Lagerhjelm et de Berzelius, le nitrate de bismuth est composé de

| | |
|---|---|
| Acide nitrique..... | 34,2 |
| Oxide de bismuth.. | 48,8 |
| Eau..... | 17,0 |
| | 100,0 [4] |

Si nous le considérons comme un composé de 1 atôme acide, et de 1 atôme oxide, et de 3 atômes eau, sa composition sera :

| | |
|---|---|
| Acide..... | 33,75 |
| Oxide..... | 49,37 |
| Eau..... | 16,88 |
| | 100,00 |

Ces nombres coïncident presqu'exactement avec ceux obtenus par les expériences.

Esp. 2 et 3. *Carbonate*, *Borate*. Les combinaisons que

[1] Brugnatelli, Ann. de Chim. XXVII, 73.
[2] *Ibid.* III, 296.
[3] Black's Lectures. II, 595.
[4] Ann. de Chim. LXXXII, 122.

l'oxide de bismuth forme avec les acides carbonique et borique, n'ont pas encore été examinées avec attention. On peut les produire en ajoutant des carbonates ou borates alcalins à la dissolution du bismuth dans l'acide nitrique. Les sels qu'on cherche à obtenir sont précipités à l'état d'une poudre blanche.

4. Phosphate. Esp. 4. *Phosphate de bismuth.* L'acide phosphorique n'attaque point le bismuth; mais il se combine avec son oxide récemment précipité par un alcali. Une portion du sel formé reste à l'état d'une poudre blanche insoluble. Il s'est dissous une autre portion qui fournit des cristaux non déliquescens, et qui sont solubles dans l'eau [1]. La poudre blanche insoluble est très-probablement un sous-phosphate, et les cristaux un sur-phosphate de bismuth.

5. Sulphate. Esp. 5. *Sulfate de bismuth.* L'acide sulfurique n'a aucune action à froid sur le bismuth; mais à l'acide de la chaleur, il attaque le métal, qu'il convertit en une poudre blanche avec dégagement de gaz acide sulfureux; et même, il se sublime du soufre si la chaleur est considérable. En lavant avec de l'eau la masse saline ainsi formée, les deux tiers de l'acide sont séparés en entraînant avec eux une très-petite portion de l'oxide; cette eau de lavage donne, par l'évaporation, de petits cristaux aiguillés qui sont décomposés, et dont la base est précipitée, dès qu'on essaie de les dissoudre dans l'eau.

Suivant les expériences de Lagerhjelm, le sulfate de bismuth est composé de 1 atôme acide + 1 atôme oxide, ou en poids, de

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique..... | 100 |
| Oxide de bismuth.... | 197,5 |

Le sous-sulfate qui se forme lorsqu'on précipite le sulfate par une addition d'eau, est composé, d'après les expériences de Berzelius [2], de 1 atôme acide + 3 atômes oxide, ou en poids, de

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique.. .. | 100 |
| Oxide de bismuth.... | 592,5 |

Esp. 6. *Sulfite de bismuth.* L'acide sulfureux ne produit aucun effet sur le bismuth; mais il s'unit à l'oxide de ce mé-

---

[1] Wenzel, Verwandtschaft, p. 177.
[2] Ann. de Chim. LXXXII, 241.

tal avec lequel il forme un sel insoluble dans l'eau, lors même qu'il est avec excès d'acide. Ce sel a une saveur sulfureuse : au chalumeau, il se fond en une masse jaune rougeâtre, qui se réduit promptement sur le charbon. A la distillation, l'acide sulfureux passe, et tout l'oxide reste à l'état de pureté [1].

Esp. 7. *Arseniate de bismuth.* L'acide arsenique mis en digestion, à chaud, sur du bismuth, oxide ce métal, dont la surface se recouvre d'une poudre blanche qui est l'arseniate de bismuth ; il reste aussi en dissolution une partie de l'arseniate formé ; mais par une addition d'eau, l'oxide est précipité. L'acide arsenique précipite l'arseniate de bismuth de la dissolution du nitrate de ce métal. Ce précipité ainsi obtenu, sous la forme d'une poudre blanche, se fond difficilement ; mais en le chauffant avec du charbon, l'arsenic se sublime, et le bismuth est réduit [2]. 7. Arseniate.

L'arseniate de bismuth est une poudre blanche, souvent avec une nuance de vert. Il est insipide, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique, mais il se dissout dans l'acide hydrochlorique [3] ; chauffé sur un charbon, l'odeur d'arsenic se fait sentir. Le bismuth est précipité par l'acide hydro-sulfurique de sa dissolution dans l'acide hydrochlorique.

Esp. 8. *Molybdate de bismuth.* L'acide molybdique précipite en blanc l'hydrochlorate de bismuth, pourvu qu'il ne soit pas avec excès d'acide [4].

Esp. 9. *Acétate de Bismuth.* L'acide acétique n'a que peu d'action sur le bismuth ; mais on peut former l'acétate de bismuth en mêlant ensemble les dissolutions de nitrate de bismuth et d'acétate de potasse. En chauffant le mélange, il redissout le précipité qui avait été d'abord produit, et en même-temps, il donne un bon nombre de cristaux minces, ressemblant à de l'acide borique. Morveau, à qui nous sommes redevables de cette expérience, a aussi reconnu que par une addition d'acide acétique, le nitrate de bismuth est privé de sa propriété de fournir un précipité lorsqu'on l'étend d'eau [5]. 9. Acétate.

---

[1] Fourcroy V, 204.
[2] Schéele. I, 84.
[3] Thénard, Ann. de Chim. L, 120.
[4] Hatchett.
[5] Encycl. Méthod. chim. I, 10.

Esp. 10. *Benzoate de bismuth.* L'oxide de bismuth se dissout avec facilité dans l'acide benzoïque. On obtient de la dissolution des cristaux blancs aiguillés qui ne s'altèrent point à l'air. Il sont solubles dans l'eau, et très-peu dans l'alcool; les acides sulfurique et hydrochlorique décomposent ce sel: au feu son acide se volatilise [1].

11. Succinate. Esp. 11. *Succinate de bismuth.* L'acide succinique n'exerce point d'action sur le bismuth; mais, à la température de l'ébullition, il dissout son oxide, et la dissolution fournit des lames cristallines jaunes de succinate de bismuth. Suivant Wenzel, la dissolution de ce sel dans l'eau ne produit point de précipité avec les alcalis. Il se dissout dans l'acide nitrique, et la dissolution n'est pas précipitée par l'eau [2].

Esp. 12. *Oxalate de bismuth.* L'acide oxalique, qui agit à peine sur le bismuth, forme, en se combinant avec son oxide un oxalate, à l'état d'une poudre blanche très-peu soluble dans l'eau. En versant de l'acide oxalique dans une dissolution de nitrate de bismuth, il se précipite peu-à-peu dans le mélange de petits grains polygones, transparens, qui ont les mêmes propriétés que la poudre blanche, et qui ne deviennent point opaques lorsqu'on les met dans l'eau [3].

Esp. 13. *Tartrate de bismuth.* Il n'y a point d'action entre l'acide tartarique et le bismuth; mais en versant de cet acide dans une dissolution du métal par les acides sulfurique, nitrique ou hydrochlorique, le tartrate de bismuth se précipite à l'état d'une poudre blanche cristalline, insoluble dans l'eau [4].

Esp. 14. *Rheümate de bismuth.* L'acide rheümique dissout l'oxide de bismuth, et forme de petits cristaux [5].

---

[1] Trommsdorf, Ann. de Chim. XI, 317.
[2] Wenzel's Verwandtschaft, p. 243.
[3] Bergman. I, 261.
[4] Gren's Handbuch. III, 300.
[5] Henderson, Annals of Philosophy. VIII, 254.

## SECTION XXIII.

### *Sels de Mercure.*

De tous les genres de sels métalliques, il n'en est aucun dont on se soit pendant plus long-temps occupé, et qui ait été soumis à un examen plus varié, que celui des sels de mercure. Comme c'est sur ce métal que les alchimistes avaient fondé leurs plus grandes espérances, ils le travaillèrent de toutes les manières dans leurs opérations relatives à la recherche de la pierre philosophale. Lorsque leur illusion sur la transmutation possible du mercure eut été détruite, l'introduction de l'emploi en médecine des sels mercuriels, reporta de nouveau l'attention sur ces substances, dont il fallut scruter avec le plus grand soin toutes les propriétés. Les médecins reconnurent les bons effets des sels mercuriels, dès les premiers temps qu'on en fit usage : ils en obtinrent des cures très-importantes, et spécialement dans les cas d'affection siphilitique. Mais leur énergie d'action et les ravages qu'ils causèrent quelquefois dans la constitution de ceux à qui ils les prescrivaient comme médicamens, ne leur échappèrent point non plus. Ils attribuèrent la cause de ces effets funestes à un *principe* âcre, qu'ils supposèrent être une des parties composantes du mercure ; et c'est sur la découverte de ce principe, sur les moyens de l'extraire, le neutraliser ou le détruire, que se dirigèrent tous les efforts des médecins chimistes. De là ces préparations mercurielles, nombreuses et variées, qui se succédèrent l'une à l'autre dans la pratique de la médecine. Quelques-unes de ces préparations ont en grande partie rempli leur objet, tandis que la plupart, après avoir continué d'être pendant quelque temps des médicamens à la mode, ont peu-à-peu cessé d'être en usage.

Les sels mercuriels ont fixé en dernier lieu l'attention des chimistes, parce que, d'après la nature particulière du métal, il est plus facile de suivre les changemens qui ont lieu pendant leur formation. C'est par eux qu'on a connu la composition de l'acide sulfurique, des oxides métalliques, et qu'on s'est procuré la première preuve décisive de la non existence du phlogistique. C'est par eux aussi qu'on a fait

la découverte du gaz oxigène, et peut-être même du deutoxide d'azote.

Les sels mercuriels se distinguent par les propriétés suivantes :

Caractères. 1. A une forte chaleur, ils se volatilisent et se dissipent, en laissant quelquefois des traces de mercure.

2. Le ferrocyanate de potasse produit, dans leurs dissolutions dans l'eau, un précipité blanchâtre, qui jaunit par son exposition à l'air.

3. L'hydro-sulfate de potasse précipite ces dissolutions en noir.

4. L'acide hydrochlorique les précipite souvent en blanc.

5. Avec l'acide gallique, ou l'infusion de noix de galle, le précipité est jaune orangé.

6. Une lame de cuivre plongée dans la dissolution d'un sel mercuriel, en précipite peu-à-peu le mercure coulant.

Il y a deux oxides de mercure, et la plupart des acides semblent capables de se combiner avec l'un et l'autre de ces oxides ; d'où il suit que chaque espèce peut se diviser en deux sous-espèces, proto-sels ou sels du protoxide, et per-sels ou sels du peroxide ; et comme beaucoup de ces sous-espèces peuvent exister à l'état de sous-sels ou de sur-sels, il en résulte une autre suite de variétés encore plus nombreuse.

Les oxides de mercure sont précipités de leurs dissolutions dans les acides par la plupart des alcalis et des terres alcalines, mais dans des états différens. Proust a fait voir que si c'est la chaux qu'on emploie, une portion de l'acide est retenue, et le précipité se combine avec environ le 0,01 de son poids de chaux. Lorsque c'est l'ammoniaque, Bayen s'est assuré que le précipité retient une portion considérable de cet alcali; mais les expériences de Berthollet nous apprennent que les alcalis fixes précipitent un sous-sel de mercure qui ne retient rien du corps précipitant.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de mercure.* L'action de l'acide nitrique sur le mercure a été connue depuis long-temps des chimistes ; elle a même été décrite très en détail par les alchimistes. Mais ce fut Bergman qui fit connaître le premier les différens composés que cet acide forme avec les oxides de mercure*. Ces composés sont au nombre de deux, savoir :

* Opusc. I, 102.

le *nitrate* et le *pernitrate* : dans ce dernier, le mercure est oxidé au maximum. Ces oxides peuvent exister, l'un et l'autre, avec un excès de base et un excès d'acide; de sorte qu'il n'y a pas moins de six variétés de nitrate de mercure.

1. *Nitrate de mercure.* Lorsqu'on verse de l'acide nitrique sur du mercure, il y a effervescence, et dégagement de deutoxide d'azote. Le métal s'oxide par degrés; et à mesure qu'il est ainsi oxidé, il se dissout dans la portion de l'acide non décomposée. L'acide nitrique peut dissoudre à froid le mercure dans presque la proportion d'un poids de ce métal égal au sien. Cette dissolution est sans couleur, très-pesante, et d'une excessive causticité. Elle fait sur la peau des taches noires qui ne disparaissent qu'avec l'épiderme, et elle produit cette même coloration indélébile sur presque toutes les substances animales. Elle donne, par son évaporation spontanée, des cristaux transparens, formés de deux pyramides tétraèdres appliquées base à base, ayant leurs sommets et les quatre angles solides à leurs bases, tronqués. Cette dissolution ne précipite point par l'eau, et les cristaux de nitrate de mercure se dissolvent sans se décomposer; mais si l'on fait bouillir de l'acide nitrique sur du mercure, jusqu'à ce que cet acide refuse d'en prendre davantage, la première portion du métal est oxidée aux dépens de l'acide. Il se dégage du deutoxide d'azote, et il se forme du pernitrate; la seconde portion est oxidée aux dépens de l'oxide, il n'y a aucun dégagement, et cette portion est en presque totalité à l'état de nitrate; mais alors l'acide tenant en dissolution une beaucoup plus grande proportion d'oxide que dans le premier cas, si on y ajoute de l'eau, le sel se divise immédiatement en deux portions. La première contenant un excès de base, et qui est un *sous-nitrate* de mercure, se précipite à l'état d'une poudre blanche insoluble; la seconde, qui est avec excès d'acide, et à l'état d'un *sur-nitrate* de mercure, reste en dissolution *.

Action de l'acide nitrique sur le mercure.

Variétés de nitrate.

M. Zaboada a fait voir qu'en dissolvant du mercure à froid dans l'acide nitrique étendu, les cristaux, qui se forment spontanément dans la dissolution, en supposant qu'il y

* Berthollet, Mém. de l'Institut. III, 233.

reste du mercure coulant que l'acide n'a pu dissoudre, sont du nitrate pur de mercure [1].

En faisant passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique à travers une dissolution de nitrate de mercure, l'oxide est peu-à-peu réduit et le métal se sépare à l'état de combinaison avec le soufre. L'hydrochlorate d'étain mêlé avec une dissolution de nitrate de mercure en précipite la base à l'état de mercure coulant [2].

Le nitrate de mercure mis sur des charbons ardens détone faiblement en répandant une flamme vive et blanche. Lorsqu'on le mêle avec un peu de phosphore, et qu'on frappe le mélange sur une enclume avec un marteau chaud, il détone avec violence, et le mercure est réduit [3].

2. *Pernitrate de mercure.* Lorsqu'on fait dissoudre du mercure dans l'acide nitrique à l'aide de la chaleur, l'acide agit avec beaucoup plus d'énergie; il se dégage une beaucoup plus grande quantité de deutoxide d'azote, et le métal se combine avec une proportion plus considérable d'oxigène; et si on continue de chauffer, la dissolution finit par se prendre en une masse cristalline colorée en jaune. Dans cette dissolution, l'acide est combiné avec le mercure oxidé à-peu-près au maximum. Elle est plus âcre que la première dissolution; et dès qu'on l'étend d'eau, il s'y manifeste un précipité, qui est le sel avec un grand excès de base. Ce précipité est blanc si c'est de l'eau froide qu'on a ajoutée à la dissolution, il est jaune ou jaune grisâtre, si l'eau employée était chaude. Ce sel peut, ainsi que le nitrate, se trouver dans les deux états de sur-pernitrate et de sous-pernitrate. Le précipité jaune, produit par l'eau chaude, est dans le fait un sous-pernitrate. Les cristaux rougissent toujours les couleurs bleues, et contiennent par conséquent un excès d'acide.

On a donné le nom de *turbith nitreux* au précipité jaune, obtenu de ce sel par l'eau chaude. Il est composé, suivant l'analyse de MM. Braamcamp, et Siquiera Oliva, de

| | |
|---|---|
| 12 | Acide. |
| 88 | Peroxide. |
| 100 [4] | |

[1] Journ. de Phys. LX, 386.
[2] Zaboada, *ibid.*
[3] Brugnatelli, Ann. de Chim. XXVII, 74.
[4] Ann. de Chim. LIV, 125.

Si nous le supposons formé de 1 atôme acide + 2 atômes peroxide, sa composition sera:

| | |
|---|---|
| Acide nitrique..... | 10 |
| Peroxide..... | 90 |
| | 100 |

En faisant passer à travers une dissolution de pernitrate de mercure un courant de gaz acide hydro-sulfurique, le sel se convertit par degrés en nitrate, et se précipite à l'état d'une poudre blanche, qui est une combinaison de nitrate de mercure et de soufre. L'hydrochlorate d'étain réduit également la base à l'état de protoxide qui se combine, lorsqu'il a été ainsi formé, avec l'acide de l'hydrochlorate d'étain; d'où il suit qu'on peut obtenir du protochlorure de mercure, en sublimant le mélange [1].

Esp. 2. *Carbonate de mercure.* Le mercure n'est point attaquable par l'acide carbonique; mais on peut opérer la combinaison de cet acide avec l'oxide du métal, en précipitant une dissolution de nitrate de mercure par un carbonate alcalin. Ce précipité est une poudre blanche composée, suivant Bergman, de 2. Carbonate.

| | |
|---|---|
| 90,9 | Mercure. |
| 9,1 | Oxigène et acide. |
| 100,0 [2]. | |

Esp. 3. *Borate de mercure.* L'acide borique n'exerce aucune action sur le mercure; mais lorsqu'à la dissolution nitrique de ce métal on ajoute une dissolution de borate de soude, elle y produit un précipité de borate de mercure, à l'état pulvérulent, de couleur jaune. C'est Monnet qui l'a décrit le premier. Sa pesanteur spécifique est de 2,266 [3]. 3. Borate.

Esp. 4. *Phosphate de mercure.* L'acide phosphorique n'agit point sur le mercure; mais il se combine avec son oxide et forme ainsi du phosphate de mercure. La manière la plus convenable d'opérer cette union, consiste à mêler ensemble des dissolutions de nitrate de mercure et de phosphate de soude. Il se produit sur-le-champ un précipité blanc pulvé- 4. Phosphate.

[1] Zaboada, Journ de Phys. LX, 580.
[2] Bergman. II, 391.
[3] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.

rulent qui est le phosphate de mercure. L'emploi de ce sel a été dernièrement introduit en médecine, et il semble être aussi convenablement applicable que les autres préparations mercurielles. Lorsqu'on le frotte dans l'obscurité, il est phosphorescent; et à la distillation, il donne du phosphore ainsi que les autres phosphates métalliques. Sa pesanteur spécifique est de 4,9835 [1]. Ce sel est bien réellement un perphosphate de mercure. Ses parties constituantes sont, suivant Braamcamp et Siquiera-Oliva:

28,5 Acide.
71,5 Peroxide.
100,0 [2].

Esp. 5. *Phosphite de mercure.* MM. Braamcamp et Siquiera-Oliva nous ont fait voir que l'acide phosphoreux décompose tous les oxides et tous les sels de mercure, dont il sépare la base à l'état métallique; et par conséquent, il n'est pas probable que le phosphite de mercure puisse exister [3].

Sulfate. Esp. 6. *Sulfate de mercure.* L'action de l'acide sulfurique sur le mercure n'avait été observée par les chimistes qu'à une époque où la science était encore dans son enfance. Lavoisier fut le premier qui donna, en 1777 [4], l'explication des phénomènes qu'elle présente; mais c'est à Fourcroy, qui examina en 1791, avec la plus grande précision, les différens composés qui en résultent, que nous devons la connaissance de leur nature et de leurs propriétés [5]. L'acide sulfurique se combine, ainsi que d'autres acides, avec deux oxides de mercure, et forme un *sulfate* et un *persulfate.* Chacun de ces sels est susceptible de se combiner avec un excès d'acide et de base; de sorte qu'il n'existe pas moins de cinq variétés de mercure sulfaté, savoir:

Variétés.

1. Sulfate.
2. Bi-sulfate.
3. Sous-sulfate.
4. Persulfate
5. Bi-persulfate.

---

[1] Hassenfratz, Ann. de Chim. XXVIII, 12.
[2] Braamcamp et Sequiera Oliva, Ann. de Chim. LIV, 125.
[3] Ann. de Chim. LIV, 125.
[4] Mém. Par. 1777.
[5] Ann. de Chim. X, 295.

1. *Sulfate de mercure.* L'acide sulfurique n'a aucune action sur le mercure à froid ; mais, par l'application de la chaleur, il y a effervescence et émission de gaz acide sulfureux ; c'est en effet le moyen dont on se sert ordinairement pour obtenir ce gaz à l'état de pureté. Le mercure s'oxide en même-temps par degrés, et se convertit en une masse blanche, dont la nature diffère suivant les proportions de l'acide sulfurique et du mercure, et le degré de chaleur employé ; mais elle consiste ordinairement dans un mélange de bisulfate et de bi-persulfate. On peut former le sulfate de mercure en faisant bouillir sur ce métal de l'acide sulfurique étendu de son poids égal d'eau. Il ne se dégage que très-peu de gaz acide sulfureux[1]. Par une évaporation convenable, ce sel cristallise en petits cristaux prismatiques. Il se dissout sans éprouver de décomposition, dans 500 parties d'eau froide et dans 287 parties d'eau bouillante. Il est inaltérable à l'air, mais la chaleur le décompose. Ses parties constituantes sont, suivant Fourcroy, dans la proportion de 7. Sulfate.

| | |
|---|---|
| 12 | Acide. |
| 83 | Oxide de mercure. |
| 5 | Eau. |
| 100. | |

Composition.

Si nous le considérons comme étant un composé de 1 atôme acide, 1 atôme peroxide et 1 atôme eau, ses parties constituantes seront :

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique..... | 15,56 |
| Protoxide de mercure..... | 80,93 |
| Eau..... | 3,51 |
| | 100,00 |

Les alcalis et l'eau de chaux précipitent le mercure à l'état d'oxide noir, ou plutôt d'un sous-sulfate ; car il retient une petite portion d'acide. L'acide sulfurique s'y combine et le change en sursulfate de mercure[2].

Dans la préparation du sulfate, on peut obtenir en même-temps cette dernière variété ; car si en faisant bouillir de l'acide sulfurique sur du mercure, on arrête l'opération avant Supersulfate.

[1] Berthollet, Mém. de l'Instit. III, 230.
[2] Fourcroy, Ann. de Chim. X, 299.

que tout l'acide sulfurique soit évaporé à siccité, la masse blanche obtenue, après avoir été lavée avec un peu d'eau, est du *sursulfate de mercure*. Ce sel a une saveur âcre, il rougit les couleurs bleues végétales et ne jaunit point par son exposition à l'air. Comme il contient des proportions différentes d'acide, suivant la manière dont il a été préparé, sa dissolubilité varie. Lorsque l'excès d'acide s'élève aux 0,083 de son poids, il est soluble dans 157 parties d'eau froide et dans environ 33 parties d'eau bouillante [1].

Persulfate. 2. *Persulfate de mercure*. En chauffant jusqu'à l'ébullition un mélange de 3 parties d'acide sulfurique et de 2 parties de mercure, le tout se convertit par degrés en sursulfate. Si l'on continue de chauffer, l'excès d'acide est lentement décomposé; il se dégage du gaz acide sulfureux; le mercure se combine avec une dose additionnelle d'oxigène, et il reste du persulfate de mercure. Ce sel cristallise en petits prismes. Sa couleur est d'un blanc sale, lorsqu'il est parfaitement neutre; mais lorsqu'on l'obtient tout de suite en masse desséchée, sa couleur est d'un beau blanc, et il contient toujours un excès d'acide. Ce sel est inaltérable à l'air à moins qu'il n'ait retenu un excès d'acide; car dans ce cas, il est déliquescent. Il consiste, d'après les expériences de MM. Braamcamp et Siquiera-Oliva, en

| | |
|---|---|
| 31,8 | Acide. |
| 63,8 | Peroxide. |
| 4,4 | Eau. |
| 100,0 [2] | |

Si cette analyse approche de la précision, le sel est un bi-persulfate de mercure. En le supposant composé de 2 atômes acide, 1 atôme peroxide, et 1 atôme eau, ses parties constituantes seraient :

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique..... | 26,23 |
| Peroxide de mercure.. | 70,82 |
| Eau..... | 2,95 |
| | 100,00 |

L'eau enlève à ce bi-persulfate, par le lavage, une moitié

[1] Fourcroy, Ann. de Chim. X, 298.
[2] Ann. de Chim. LIV, 123.

de l'acide sulfurique, et laisse un persulfate neutre à l'état d'une poudre de belle couleur jaune, anciennement connue sous le nom de *turbith minéral*. Sa pesanteur spécifique est de 6,444 [1]. Il est soluble dans 2000 parties d'eau froide, et dans 600 parties d'eau bouillante. La dissolution est sans couleur [2].

Turbith minéral.

Crollius, qui prôna les vertus médicinales de ce sel, dont il tint la préparation secrette, semble être celui qui lui donna le nom de *turbith minéral*. Il essaya, mais sans succès, de modérer par une longue digestion la violence d'action de cette substance. Le procédé de sa préparation fut depuis généralement connu. Kunkel publia, en 1700, dans son *Laboratorium chemicum*, une suite d'expériences sur ce sel. Le nom de *turbith* lui fut donné sans doute à raison de quelque ressemblance qu'on crut lui trouver, soit dans sa couleur, soit dans ses effets avec la racine du *tupethum convolvulus*, plante dont on faisait autrefois usage en médecine.

D'après les expériences des chimistes portugais déjà cités, le *turbith minéral* est composé de

| | |
|---|---|
| 15,0 | Acide. |
| 84,7 | Peroxide. |
| 0,3 | Eau. |
| 100,0 [3]. | |

En le supposant un composé de 1 atôme acide + 1 atôme peroxide, ses parties constituantes seraient :

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique..... | 15,62 |
| Peroxide..... | 84,38 |
| | 100,00 |

Ces nombres se rapprochent assez de la précédente analyse pour faire voir que notre notion sur la constitution de ce sel est exacte.

7. Arseniate.

Esp. 7. *Arseniate de mercure*. La distillation d'un mélange d'acide arsenique et de mercure donne de l'oxide blanc d'arsenic, du mercure, et de l'oxide de mercure de couleur jaune. Il reste dans la cornue une masse jaune insoluble

[1] Watson's chemical Essays. V, 68.
[2] Fourcroy, Ann. de Chim. X, 298.
[3] Ann. de Chim. LIV, 123.

qui est l'arseniate de mercure. On précipite le même sel sous la forme d'une poudre jaune, en versant de l'acide arsenique dans une dissolution de nitrate ou de sulfate de mercure [1].

Esp. 8. *Chromate de mercure.* On obtient ce sel par le mélange des dissolutions d'un chromate alcalin, et d'un nitrate mercuriel. Il est sous la forme d'une poudre insoluble d'une belle couleur pourpre [2].

Esp. 9. *Molybdate de mercure.* L'acide molybdique précipite la dissolution nitrique du mercure en une poudre blanche floconneuse [3]; mais cet acide ne produit aucun précipité dans la dissolution du perchlorure de mercure [4].

Esp. 10. *Tungstate de mercure.* L'acide tungstique forme, avec l'oxide de mercure, une poudre insoluble, qui n'a pas été examinée.

11. Acétate. Esp. 11. *Acétate de mercure.* L'action de l'acide acétique sur le mercure est peu sensible; mais il dissout ses oxides, et spécialement lorsqu'il est chaud. Par une suite d'expériences sur ces dissolutions, faites pour la première fois avec beaucoup de soin par Margraff, il en obtint un sel en cristaux [5].

Avec le protoxide de mercure, l'acide acétique forme un *acétate*, et avec le peroxide, un *peracétate*. Ce fut Proust qui le premier distingua convenablement ces deux sels l'un de l'autre [6].

1. *Acétate de mercure.* On peut former ce sel en dissolvant dans l'acide acétique le précipité produit par un alcali dans la dissolution de nitrate de mercure. A mesure que la dissolution refroidit, l'acétate de mercure cristallise en lames minces brillantes qui ressemblent à l'acide borique. On peut préparer aussi cet acétate en mélant ensemble des dissolutions de nitrate de mercure et d'acétate de potasse.
Cristaux. Il s'y forme aussitôt des cristaux d'acétate de mercure, larges, applatis et d'un blanc argentin. Ce sel a une saveur âcre; il ne se dissout point dans l'alcool, et il exige 600

---

[1] Bergman II, 391.
[2] Vauquelin.
[3] Hatchett.
[4] Schéele. I, 247.
[5] Opusc. I, 119.
[6] Journ. de Phys. LVI, 205.

fois son poids d'eau pour se dissoudre [1]. Il noircit dans les liqueurs alcalines. La proportion de ses parties constituantes n'a pas été déterminée. On l'emploie en médecine.

2. *Peracétate de mercure.* Ce sel est le produit de la dissolution du peroxide de mercure dans l'acide acétique. Il ne cristallise point; mais il donne, par l'évaporation à siccité de sa dissolution, une masse jaunâtre qui devient promptement déliquescente. Il se dissout aisément dans l'alcool; mais dans l'eau, il se divise en deux sels, un *suracétate,* qui y reste en dissolution, à raison de ce qu'il est avec un grand excès d'acide, et un *sousperacétate* à l'état d'une poudre jaune insoluble dans ce liquide. En chauffant la dissolution de peroxide de mercure dans l'acide acétique, on obtient quelques cristaux d'acétate, parce qu'alors l'oxigène de l'oxide en est en partie séparé aux dépens de l'acide, dont une portion est décomposée [2]. Variétés.

Esp. 12. *Benzoate de mercure.* L'acide benzoïque forme, avec l'oxide de mercure qu'il dissout, une poudre blanche inaltérable à l'air. Cette poudre ne se dissout pas dans l'eau, et très-peu dans l'alcool. A une chaleur médiocre ce sel se sublime, et une forte chaleur le décompose. Il est également décomposé par la chaux, par les acides sulfurique et hydrochlorique, ainsi que par le soufre [3]. 12. Benzoate.

Esp. 13. *Succinate de mercure.* L'acide succinique, mis en digestion avec l'oxide de mercure, le convertit en une masse informe contenant quelques cristaux, et qui est soluble dans l'eau. L'oxide en est précipité par les alcalis et les hydrosulfates [4]. Je considère ces cristaux comme étant un bi-succinate de mercure. En versant du succinate d'ammoniaque dans du perchlorure de mercure, il se produit un précipité blanc insoluble, qui est du persuccinate de mercure.

Esp. 14. *Oxalate de mercure.* Il n'y a aucun effet produit sur le mercure par l'acide oxalique; mais cet acide forme, avec l'oxide du métal qu'il dissout, un oxalate à l'état d'une poudre blanche à peine soluble dans l'eau. Ce sel 14. Oxalate.

---

[1] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 92.

[2] Proust, Journ. de Phys. LVI, 205.

[3] Trommsdorf, Ann. de Chim. XI, 316.

Wenzel's Verwandtschaft, p. 245.

noircit très-promptement à la lumière. On l'obtient également en précipitant, par l'acide oxalique, une dissolution de sulfate ou de nitrate de mercure [1]. Klaproth lui reconnut le premier la propriété qu'il a de détoner lorsqu'il est chauffé [2]. Elle fut également remarquée depuis par Von Packen [3]. La poudre fulminante de Howard consiste en partie dans ce sel.

Esp. 15. *Mellate de mercure.* L'acide mellitique versé dans une dissolution de nitrate de mercure, y occasionne un précipité blanc qui se redissout par une addition d'acide nitrique [4].

16. Tartrate. Esp. 16. *Tartrate de mercure.* Le mercure est inattaquable par l'acide tartarique; mais son protoxide s'y dissout; il en résulte un sel blanc insoluble, qui jaunit promptement par son exposition à la lumière. On précipite aussi ce sel par l'acide tartarique dans une dissolution de nitrate de mercure.

Esp. 17. *Tartrate de potasse et de mercure.* Ce sel, que découvrit Monnet, peut être obtenu en faisant bouillir dans l'eau, six parties de tartrate acide de potasse et une partie d'oxide de mercure. Le liquide donne, par l'évaporation, de petits cristaux de tartrate de potasse et de mercure. Thénard s'est assuré que le même sel triple peut être formé en mêlant ensemble les dissolutions de tartrate acide de potasse et de nitrate mercuriel. Ce sel est décomposé par les alcalis, les carbonates alcalins, les hydrosulfates, les sulfates et les hydrochlorates [5].

18. Citrate. Esp. 18. *Citrate de mercure.* Vauquelin a fait l'examen de ce sel. L'acide citrique n'agit point sur le mercure; mais lorsqu'on le met en contact avec le peroxide de ce métal, il se produit une vive effervescence : l'oxide devient blanc et se prend en masse. Le citrate, ainsi formé, a une saveur mercurielle; mais il se dissout à peine dans l'eau. L'acide nitrique le décompose. A la distillation il donne de l'acide acétique, de l'acide carbonique, et le mercure est réduit [6].

---

[1] Bergman. I, 266.
[2] Westrumb's Kl. Ph. Chim. Abb. I, 228.
[3] De Sale Acid. Tartari. 1779.
[4] Klaproth's Beitrage. III, 131.
[5] Ann. de Chim. XXXVIII, 36.
[6] Fourcroy. VII, 209.

Esp. 19. *Rheümate de mercure.* Si nous en croyons Henderson, l'acide rheümique agit facilement sur le mercure à l'état métallique, et il le dissout. Le sel cristallise en prismes ayant quelque ressemblance avec les cristaux d'acide oxalique. Ils sont éclatans et incolores comme l'eau. Ces cristaux ne s'altèrent point par leur exposition à la lumière solaire. L'oxide de mercure peut être précipité sous la forme d'une poudre jaune [1].

Ces faits, ainsi établis, méritent d'être vérifiés. S'ils sont reconnus exacts, ils suffiront pour nous démontrer la nature particulière de l'acide rheümique; mais ils sont tellement contraires à toute analogie, que nous ne pouvons les admettre tant qu'ils n'auront pas été pleinement confirmés.

Esp. 20 et 21. *Saccho-lactate et malate de mercure.* Les acides saccho-lactique et malique précipitent en blanc la dissolution de nitrate de mercure [2].

Esp. 22. *Lactate de mercure.* L'acide lactique dissout l'un et l'autre des oxides de mercure. Avec le protoxide, il forme une matière d'un jaune clair, qui devient blanc, par des dissolutions et évaporations répétées. Ce sel contient un excès d'acide, il est déliquescent à l'air, et se dissout en partie dans l'alcool; mais en même-temps, le sel est décomposé. Avec le peroxide, l'acide produit un sel rouge, gommeux, déliquescent. Lorsqu'il est exposé dans un lieu chaud et humide, il dépose une poudre légère, demi-cristalline, que Berzelius conjecture être un acétate de mercure [3]. 22. Lactate.

Esp. 23. *Zumate de mercure.* L'acide zumique dissout facilement le protoxide de mercure à l'aide de la chaleur. La dissolution donne, lorsqu'elle est évaporée, des cristaux aiguillés de zumate de mercure, qui se dissolvent aisément dans l'eau. Ce sel, exposé à la chaleur, fond dans son eau de cristallisation; il se boursouffle alors, prend une couleur olive, et se décompose en répandant une odeur d'acide acétique. Il reste des globules de mercure mêlés avec du charbon. La dissolution de ce sel, versée dans une dissolution d'acétate de potasse, y occasionne un précipité de cristaux d'acétate de mercure [4]. 23. Zumate.

---

[1] Annals of Philosophy. VIII, 253.
[2] Schéele. II, 80; et Crell's Annals. II, 11. Eng. Trans.
[3] Berzelius, Djurkemien II, 438.
[4] Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 91.

Telles sont les propriétés des sels de mercure, autant que ces sels ont été examinés. Ils sont en plus grand nombre, que les sels de tout autre genre, insolubles dans l'eau. On peut facilement déterminer leur composition en les considérant comme formés de 1 atôme d'oxide de mercure et de 1 atôme de chacun des acides. Le poids d'un atôme de protoxide de mercure est 26, et celui du peroxide 27. Le poids des différens acides a été établi dans un chapitre précédent de ce volume.

On a introduit l'usage en médecine des sels mercuriels. Quelques-uns, comme le turbith minéral, sont employés avec avantage dans la peinture. Ces sels méritent bien d'être examinés avec plus de soin qu'ils ne l'ont été jusqu'à présent.

---

## SECTION XXIV.

### *Sels d'argent.*

L'ARGENT résiste à l'action du plus grand nombre des acides, dont quelques-uns seulement sont capables de l'oxider. L'acide nitrique étant celui de tous qui le dissout avec plus de facilité, le nitrate d'argent est le sel de ce métal que nous connaissions le mieux. La plupart des autres acides par lesquels il peut être attaqué, forment avec lui des composés qui sont à peine solubles dans l'eau.

On peut aisément reconnaître les sels d'argent par les caractères suivans :

Caractères. 1. Ils se réduisent au chalumeau sur le charbon et fournissent un globule d'argent.

2. Le ferrocyanate de potasse précipite en blanc la dissolution d'un sel d'argent.

3. L'hydro-sulfate de potasse la précipite en noir.

4. L'acide hydrochlorique, ou les hydrochlorates alcalins y occasionnent un précipité blanc, pesant, floconneux, et qui ressemble à du caillé.

5. L'acide gallique et l'infusion de noix galle produisent, au-moins dans plusieurs des dissolutions de sels d'argent, un précipité brun jaunâtre.

6. Lorsqu'on plonge dans la dissolution d'un sel d'argent

une lame de cuivre, l'argent est précipité à l'état métallique, retenant cependant un peu du cuivre en alliage avec lui.

7. La dissolution du sulfate de fer précipite l'argent à l'état métallique.

Esp. 1. *Nitrate d'argent.* L'acide nitrique agit avec beaucoup de force sur l'argent, dont il dissout environ la moitié de son poids. Cette dissolution a lieu avec une vive effervescence que produit le dégagement du deutoxide d'azote. L'acide employé doit être pur; s'il contient de l'acide hydrochlorique, ainsi que c'est toujours le cas pour l'acide nitreux du commerce, il se précipite au fond du vaisseau un chlorure d'argent de couleur blanche et insoluble. S'il se trouve de l'or dans l'argent, ce premier métal est aussi précipité sous la forme d'une poudre noire ou de couleur pourpre très-foncée. 1. Nitrate.

La dissolution de l'argent par l'acide nitrique, est limpide, sans couleur, très-pesante et caustique.. Elle imprime sur la peau, les cheveux, et sur la plupart des substances animales, une tache noire qui ne s'efface point. On s'en sert souvent par cette raison pour teindre les cheveux, etc. Lorsqu'on évapore cette dissolution jusqu'à pellicule, elle donne, par le refroidissement, des cristaux transparens de nitrate d'argent. Ces cristaux sont brillans et très-irréguliers. Ils se présentent en lames minces sous des formes variées d'hexaèdres, quelquefois de tétraèdres, et quelquefois de trièdres. La saveur de ces cristaux est extrêmement amère et métallique. Propriétés.

Le nitrate d'argent est soluble dans son propre poids d'eau à la température de 16° centig [1]. Il n'attire point l'humidité de l'air, mais exposé à une forte lumière, il brunit, et l'argent est en partie réduit. Il se dissout dans l'alcool [2]. Chauffé dans un creuset, il se fond aisément, se boursouffle et reste à l'état liquide. Si, alors, on le laisse refroidir, il se prend en une masse de couleur grise, cristallisée dans son intérieur en aiguilles. C'est dans cet état que les pharmaciens le coulent dans des moules pour en former de petits cylindres qu'on emploie souvent en chirurgie, sous les noms de *pierre infernale* et de *caustique lunaire*, pour ouvrir des ulcères et détruire des excroissances fongueuses. Caustique lunaire.

---

[1] Wenzel, Verwandtschaft, p. 308.
[2] Kunkel, Phil. Trans. 1684, XV, 696.

Le nitrate d'argent, chauffé au rouge, ou mis sur des charbons ardens, détone. L'argent reste pur et s'attache à la surface du charbon. La réduction du métal s'opère également par la distillation de ce nitrate dans une cornue. Il se dégage du deutoxide d'azote, du gaz oxigène et du gaz azote.

Action des combustibles

Madame Fulhame a fait voir que le nitrate d'argent dissous dans l'eau est décomposé par le gaz hydrogène et par le phosphore, et que l'argent est réduit. En exposant un morceau d'étoffe de soie trempé dans une dissolution de nitrate d'argent, au contact du gaz hydrogène, il se recouvre presqu'immédiatement d'une couche mince d'argent qui y adhère fortement. Le même effet est produit par le phosphore et par le gaz acide sulfureux.

Le nitrate d'argent, soit en cristaux, soit après qu'il a été fondu, a la propriété de produire une détonation des plus violentes, lorsqu'étant mêlé avec du phosphore on frappe vivement le mélange avec un marteau sur une enclume. Ce fut Brugnatelli qui observa le premier ce fait, et ses expériences nous ont fait connaître ceux suivans. Lorsqu'après avoir mêlé ensemble trois parties de soufre et neuf parties de nitrate d'argent, on frappe ce mélange avec un marteau froid, le soufre s'enflamme, mais sans occasionner aucun bruit; tandis que si le marteau est chaud, il y a détonation et réduction de l'argent. Si on substitue le charbon au soufre, le mélange ne fulmine que faiblement, même lorsqu'il est frappé avec le marteau chaud *.

L'argent est précipité à l'état métallique de la dissolution du nitrate d'argent dans l'eau, par la plupart des métaux, et spécialement par le mercure et le cuivre, qui en même-temps s'y combinent.

Le nitrate d'argent est décomposé par tous les alcalis et les terres alcalines. Il l'est également par les acides sulfurique, sulfureux, hydrochlorique, phosphorique, fluorique, ainsi que par leurs sels.

Proust a reconnu que l'argent étant dissous dans l'acide nitrique, une petite portion du métal est volatilisée par l'ébullition. Il paraît, d'après ses expériences, que le nitrate d'argent

---

* Ann. de Chim. XXVII, 72.

ne contient point d'eau de cristallisation. Il le trouva composé de

| | | |
|---|---|---|
| 69 | ou 70 | oxide d'argent. |
| 31 | ou 30 | acide nitrique. |
| 100 | 100 [1] | |

Sa véritable composition est

| | | | | |
|---|---|---|---|---|
| 1 atôme acide nitrique | = | 6,75.. | 31,39.. | 100 |
| 1 atôme oxide d'argent | = | 14,75.. | 68,61.. | 218,52 |
| | | | 100,00 | |

Gay-Lussac a fait voir qu'on peut obtenir l'argent pur en précipitant le nitrate d'argent par le cuivre, lorsque le précipité ayant été recueilli, on le fait digérer avec une petite quantité de nitrate d'argent. Par cette digestion, le cuivre qui accompagnait l'argent dans ce précipité rentre en dissolution, et précipite une quantité d'argent correspondante [2].

Esp. 2. *Nitrite d'argent.* On peut préparer ce sel ainsi qu'il suit. On ajoute une certaine quantité d'argent pur en poudre à une dissolution d'acide nitrique déjà saturée d'argent, et on fait bouillir le mélange pendant une heure après cessation de tout dégagement de deutoxide d'azote. On décante alors la liqueur claire avec une pipette. La dissolution est d'un jaune pâle, et sa concentration peut être poussée beaucoup plus loin que celle de la dissolution du nitrate, le nitrite qu'elle fournit étant beaucoup plus soluble. Lorsqu'elle est évaporée de 240 à 100 d'eau, elle est encore loin de cristalliser, et quelquefois elle reste fluide pendant plusieurs jours; mais si on la met dans une fiole, elle se congèle si subitement, que les dernières portions sortant de l'ouverture du vaisseau deviennent solides comme des chandelles de glace qui dégoutent des toîts d'une maison, et il y a un dégagement considérable de calorique. Il est difficile d'amener cette dissolution à une cristallisation régulière, parce qu'elle a beaucoup plus de tendance à se congeler qu'à se séparer en cristaux. Si elle se congèle, elle ne peut être redissoute sans qu'il s'en sépare une poudre jaune, qui est un sous-nitrite d'argent; d'où il paraît que la portion dissoute prend une portion d'acide, de cette poudre jaune. 2. Nitrite.

[1] Nicholson's Journ. XV, 375.
[2] Ann. de Chim. LXXVIII, 91.

Lorsque la dissolution de nitrite d'argent est gardée à l'air, elle absorbe très-promptement l'oxigène, perd sa couleur, et dépose des cristaux de nitrate. Le même changement se produit immédiatement par l'addition d'acide nitrique. Quelques gouttes de cet acide suffisent pour occasionner immédiatement un dépôt de larges écailles de nitrate.

La dissolution de nitrite d'argent étant mêlée avec une infusion de tournesol, il se forme un précipité bleuâtre. Le nitrate ne produit aucun effet sur cette infusion Le nitrite précipite la dissolution de cochenille en violet foncé; le nitrate produit une poudre écarlate. Le nitrate ne fait éprouver aucun changement au sulfate d'indigo; le nitrite le décolore à l'instant, et l'argent est réduit. L'ammoniaque précipite une poudre noire du nitrite d'argent; cette poudre noire est l'argent réduit. Ce qui est dissous par l'ammoniaque est à l'état de nitrate. La potasse pure précipite en brun, comme cela a lieu avec le nitrate. L'alcool agit sur le nitrite d'argent précisément de la même manière que l'eau; il se précipite une portion de sous-nitrite, et il reste un sur-nitrite en dissolution. En distillant la dissolution alcoolique, elle laisse une portion de nitrate, et l'argent est réduit. Lorsqu'on verse un peu de nitrite d'argent dans l'eau bouillante, il est décomposé, une portion de l'argent est réduite et précipitée à l'état d'une poudre noire; le surplus du sel est converti en nitrate.

En concentrant le nitrite d'argent dans une cornue, il s'épaissit en donnant un peu de deutoxide d'azote; il entre en fusion et fournit un sublimé jaune qui forme des stries sur les parois de la cornue. Si la masse fondue est dissoute, il se précipite une poudre jaune en état de mélange avec un peu d'argent réduit *.

Carbonate. Esp. 3. *Carbonate d'argent.* L'argent n'est point attaquable par l'acide carbonique, mais cet acide est facilement absorbé par l'oxide du métal. En ajoutant un carbonate alcalin à une dissolution d'argent dans un acide, il se précipite une poudre blanche insoluble qui est le carbonate d'argent. Ce sel noircit à la lumière; lorsqu'il est chauffé son acide se sépare et l'argent est réduit. Lorsque le carbonate d'argent est obtenu, en précipitant 100 parties d'argent de sa dissolution par

* Proust, Nicholson's Journ. XV, 376.

du carbonate de soude, son poids, suivant Bergman[1], est de 129. Sa constitution doit être

| | | |
|---|---|---|
| 1 Atôme acide carbonique.... | 2,75... | 15,71 |
| 1 Atôme oxide d'argen..... | 14,75... | 84,29 |
| | | 100,00 |

4. Borate.

Esp. 4. *Borate d'argent.* L'acide borique n'a point d'action sur l'argent ; mais on peut former le borate d'argent en versant une dissolution de sous-borate de soude dans du nitrate d'argent liquide. Le sel se précipite sous la forme d'une poudre blanche insoluble, qui n'a point été examinée.

5. Phosphate.

Esp. 5. *Phosphate d'argent.* L'acide phosphorique n'a aucune action sur l'argent. Il ne peut se combiner qu'avec son oxide. Lorsqu'on verse de cet acide dans une dissolution de nitrate d'argent, le phosphate d'argent est précipité sous la forme d'une poudre jaune. Ce sel n'est pas soluble dans l'eau, mais il l'est dans un excès de son acide. Lorsqu'on le chauffe fortement dans un creuset, il s'en sépare un peu de phosphore, et il se réduit en phosphure d'argent[2]. Ce sel se dissout dans l'acide nitrique. Chenevix a fait voir qu'en le faisant bouillir avec une dissolution d'un hydrochlorate terreux, en proportions convenables, il se forme en même-temps un chlorure d'argent et un phosphate de la terre, qui sont l'un et l'autre insolubles; de sorte que le liquide est dépouillé en totalité de sa partie saline.

Berzelius, en mêlant une dissolution de phosphate de soude avec du nitrate d'argent, obtint un sesquiphosphate à l'état d'une poudre jaune insoluble, ne contenant pas d'eau de cristallisation. Ce sel était composé de 1 atôme acide phosphorique, et 1 ½ atôme d'oxide d'argent, ou, ce qui est la même chose, de 2 atômes acide et 3 atômes d'oxide. Ses parties constituantes sont :

| | | |
|---|---|---|
| Acide..... | 17,025[3].... | 16,9[4] |
| Base..... | 82,975 .... | 83,1 |
| | 100,000 | 100,0 |

6. Sulfate.

Esp. 6. *Sulfate d'argent.* L'acide sulfurique n'attaque point

[1] Bergman. II, 391.
[2] Fourcroy. VI, 340.
[3] Berzelius, Ann. de Chim. et Phys. II, 163.
[4] Composition théorétique.

l'argent à froid; mais lorqu'on fait bouillir de cet acide sur le métal réduit en poudre, il y a effervescence, produite par un dégagement de gaz acide sulfureux, et l'argent s'est pris en une masse blanche qui se dissout dans l'acide sulfurique étendu. Cette dissolution, limpide et sans couleur, donne, par l'évaporation, des cristaux de sulfate d'argent. Ces cristaux sont blancs et brillans, et sous la forme de prismes très-fins.

Propriétés. Ce sel exige, suivant Wenzel, 87,25 parties d'eau pour se dissoudre dans ce liquide C'est par cette raison qu'en général il est précipité à l'état d'une poudre blanche, lorsqu'on verse de l'acide sulfurique dans une dissolution qui contient de l'argent. Il se dissout sans se décomposer dans l'acide nitrique [1]; au feu, il fond, et à une grande chaleur il se décompose en donnant de l'acide sulfureux, du gaz oxigène, et l'argent est réduit. Exposé à la lumière, il y éprouve une décomposition lente. Il est aussi décomposé, 1.° par les alcalis, les terres alcalines et leurs carbonates; 2.° par les hydrochlorates phosphates et fluates.

100 parties d'argent, précipité de sa dissolution par l'acide sulfurique, en fournissent, suivant Bergman [2], 134 de sulfate. C'est donc évidemment un composé de

| | | | |
|---|---|---|---|
| 1 Atôme acide..... | = | 5 ..... | 25,31 |
| 1 Atôme oxide..... | = | 14,75..... | 74,69 |
| | | | 100,00 |

5 Sulfite. Esp. 7. *Sulfite d'argent.* L'acide sulfureux n'a aucune action sur l'argent, mais il se combine facilement avec son oxide. Le sulfite que produit cette union est en petits grains brillans. Il a une saveur âcre et métallique. Il n'est que très-peu soluble dans l'eau, et par conséquent l'acide sulfureux occasionne un précipité blanc de sulfite dans les dissolutions d'argent. Exposé à la lumière le sulfite d'argent brunit. A une forte chaleur il se dégage de l'acide sulfureux, de l'acide sulfurique, et l'argent est réduit.

On peut obtenir aussi le sulfite d'argent en mêlant ensemble des dissolutions de sulfite d'ammoniaque et de nitrate d'argent. Mais si on ajoute du sulfite d'ammoniaque en excès, le sel

---

[1] Klaproth.
[2] Opusc. II, 391.

est redissous; et il se forme un sel triple, composé d'acide sulfureux, d'oxide d'argent et d'ammoniaque. Les alcalis fixes peuvent aussi dissoudre le sulfite d'argent et former avec lui des sels triples[1].

Esp. 8. *Arseniate d'argent.* C'est de Schéele, qui découvrit l'acide arsenique, que nous tenons tout ce qui est venu jusqu'à présent à notre connaissance relativement à ce sel. 8. Arseniate.

L'acide arsenique n'exerce aucune action sur l'argent à la température ordinaire de l'atmosphère; mais quand on chauffe assez fortement ensemble les deux corps, l'arsenic est sublimé, l'argent oxidé, et le mélange se fond en un verre transparent. L'eau mise en digestion sur ce verre en dégage l'acide arsenique tenant de l'argent en dissolution, et ce qui reste est l'arseniate d'argent sous la forme d'une poudre brune insoluble. En chauffant ce sel à un feu capable de fondre l'argent, ce métal est réduit.

On peut obtenir aussi l'arseniate d'argent en versant de l'acide arsenique, ou même des arseniates alcalins[2] dans une dissolution de nitrate d'argent. Le sel se précipite à l'état d'une poudre brune.

Schéele a observé qu'en mêlant de l'acide hydrochlorique avec l'acide arsenique, et en tenant en digestion à chaud le mélange de ces deux acides sur de l'argent, ce métal est dissous et converti en chlorure, quoique ni l'un ni l'autre de ces acides ne soit séparément susceptible d'aucune action sur le métal. Pendant que cet effet se produit, l'acide arsenique perd son oxigène et se convertit en arsenic[3].

Esp. 9. *Arsenite d'argent.* Ce sel a été examiné par le docteur Marcet à raison de ce qu'on en a appliqué l'usage, comme réactif, à la découverte de l'acide arsenieux[4]. On peut l'obtenir en versant du nitrate d'argent dans une dissolution qui contient de l'acide arsenieux. Il se manifeste un précipité de la couleur du sulfure jaune d'arsenic, qui est l'arsenite d'ar-

---

[1] Fourcroy. VI, 323.
[2] Schéele. I, 167.
[3] *Ibid.* p. 169.
[4] M. Hume proposa le premier le nitrate d'argent, comme un moyen de découvrir de petites quantités d'acide arsenieux; mais l'emploi de ce réactif fut matériellement perfectionné par les expériences du docteur Marcet et du docteur Paris.

gent. Ce sel brunit au bout de quelque temps, et c'est la couleur qu'il conserve lorsqu'il est sec. Il est insoluble dans l'eau, mais il se dissout facilement dans l'acide nitrique étendu. Si l'on ajoute, immédiatement après qu'il a été formé, un excès d'ammoniaque, il est redissous; mais le sel, lorsqu'il est sec, est insoluble dans l'ammoniaque. Chauffé dans un tube de verre, il s'évapore en une fumée blanche qui se condense sur les parois du tube en petits cristaux octaèdres d'acide arsenieux, tandis qu'il reste une masse d'un brun obscur, qui est un arsenite. Au chalumeau sur du platine, et mieux encore sur le charbon, l'argent est réduit et l'arsenic s'est dissipé [1].

10. Chromate. Esp. 10. *Chromate d'argent.* On peut former ce sel en mêlant ensemble des dissolutions de chromate de potasse et de nitrate d'argent. Le précipité est d'un brun rougeâtre, lorsque ces liquides sont mêlés étant chauds; il est d'un rouge pourpre, lorsqu'ils sont mêlés à froid; et d'un rouge carmin lorsque le chromate de potasse est avec excès d'acide. Il brunit par son exposition à la lumière. Il est soluble dans l'acide nitrique [2].

Esp. 11. *Molybdate d'argent.* L'acide molybdique produit, dans une dissolution de nitrate d'argent, un précipité blanc floconneux [3].

12. Acétate. Esp. 12. *Acétate d'argent.* L'acide acétique n'exerce aucune action quelconque sur l'argent; mais il dissout facilement son oxide avec lequel il forme un acétate d'argent. On peut obtenir ce sel, dont les propriétés ne sont que très-peu connues, en ajoutant de l'acétate de potasse à une dissolution de nitrate d'argent, ou bien en combinant jusqu'à saturation à chaud l'acide acétique avec l'oxide d'argent. Cette dissolution donne par le refroidissement, suivant Margraff, de petits cristaux en aiguilles d'une saveur âcre, métallique, qui se dissolvent aisément dans l'eau [4]. Au feu, le sel se boursouffle; l'acide se dégage et laisse l'oxide d'argent.

---

[1] Annals of Philosophy. III, 236.
[2] Vauquelin, Ann. de Chim. LXX, 70.
[3] Schéele. I, 146.
[4] Opusc. I, 106. Ce fait a été nié par Monnet; mais Kirwan l'a vérifié avec soin; et il a, en effet, obtenu très-promptement de petits cristaux aciculaires par le refroidissement de la dissolution saturée, filtrée encore chaude. Il suppose que ce qui a produit l'erreur de Monnet, c'est qu'il aura fait évaporer la dissolution. Kirwan, on mineral Waters, p. 81.

Esp. 13. *Benzoate d'argent.* L'acide benzoïque ne peut se combiner qu'avec l'oxide d'argent, qu'il dissout et avec lequel il forme un sel aisément soluble dans l'eau, mais très-peu dans l'alcool. Ce sel, qui n'est point deliquescent à l'air, se colore en brun par son exposition aux rayons du soleil. Au feu, son acide s'évapore et l'argent reprend son état métallique [1].

Esp. 14. *Succinate d'argent.* L'acide succinique n'exerce aucune action sur l'argent, mais avec son oxide, qu'il dissout, il forme un sel qui cristallise en prismes fins, oblongs, rayonnés [2]. 14. Succinate.

Esp. 15. *Oxalate d'argent.* L'acide oxalique n'attaque point l'argent, mais il dissout une petite portion de son oxide. Bergman, qui examina le premier l'oxalate d'argent, reconnut qu'on pouvait le former en versant de l'acide oxalique dans une dissolution de nitrate d'argent. Il est sous la forme d'une poudre blanche qui se dissout à peine dans l'eau et pas du tout dans l'olcool. Ce sel est soluble dans l'acide nitrique. Il noircit à l'air, et par conséquent son oxide s'y réduit [3].

Esp. 16. *Tartrate d'argent.* L'acide tartarique n'attaque pas l'argent; mais le tartrate acide de potasse dissout son oxide avec lequel il forme une masse saline qui noircit par son l'exposition à l'air [4]. L'acide tartarique ne précipite point la dissolution de nitrate d'argent. 16. Tartrate.

Esp. 17. *Tartrate de potasse et d'argent.* Thénard a fait voir qu'en mettant du tartrate acide de potasse dans du nitrate d'argent liquide, il se forme un sel triple composé d'acide tartarique, de potasse et d'oxide d'argent. Ce sel est décomposé par les alcalis et leurs carbonates, ainsi que par les sulfates et les hydrochlorates [5].

Esp. 18. *Mellate d'argent.* L'acide mellitique n'occasionne aucun précipité dans le nitrate d'argent [6].

Esp. 19. *Citrate d'argent.* L'argent n'est point attaquable par l'acide citrique; mais son oxide s'y combine, et de cette union résulte un sel insoluble dans l'eau, d'une saveur âcre 19. Citrate.

---

[1] Trommsdorf, Ann. de Chim. XI, 315.
[2] Wenzel, Verwandtschaft, p. 245.
[3] Bergman. I, 386.
[4] Wenzel, Verwandtschaft, p. 218.
[5] Ann. de Chim. XXXVIII, 36.
[6] Klaproth's Beitrage. III, 131.

et métallique. La lumière le noircit, et il donne à la distillation de l'acide acétique, en abandonnant l'argent à l'état métallique. Ce sel est décomposé par l'acide nitrique. Ses parties constituantes sont, suivant Vauquelin, à qui nous devons la connaissance de ces faits, de

| | |
|---|---|
| 36 | Acide. |
| 64 | Oxide d'argent. |
| 100 [1] | |

En le supposant composé de 1 atôme acide + 1 atôme oxide, ses parties constituantes doivent être :

| | |
|---|---|
| Acide citrique. . . . . | 33,3 |
| Oxide d'argent. . . . . | 66,6 |
| | 100 |

car le poids d'un atôme d'acide citrique est juste la moitié de celui d'un atôme d'oxide d'argent.

Esp. 20. *Saccho-lactate d'argent.* L'acide saccho-lactique produit un précipité blanc dans la dissolution de nitrate d'argent [2].

Esp. 21. *Malate d'argent.* Schéele s'assura que l'acide malique précipite la dissolution de nitrate d'argent, mais on n'a pas examiné la nature de ce précipité [3].

22. Lactate. Esp. 22. *Lactate d'argent.* On obtient ce sel en dissolvant du carbonate d'argent dans l'acide lactique. La dissolution d'un jaune verdâtre, a une saveur désagréable de vert de gris. Lorsqu'elle est évaporée sur une capsule très-plate, elle se dessèche en un vernis jaune verdâtre, avec une surface resplendissante comme celle d'un miroir. En l'évaporant dans une capsule profonde, il devient brun par la réduction d'une partie de l'argent. Même dans la matière jaune polie, une portion de l'argent est réduite, comme cela devient évident en dissolvant le sel dans l'eau [4].

Esp. 23. *Zumate d'argent.* L'acide zumique dissout facilement l'oxide d'argent, à l'aide d'une douce chaleur. La dissolution donne, par l'évaporation, des cristaux en aiguilles soyeuses, réunies ensemble en globules, de manière que toute

---

[1] Fourcroy, VII, 209.
[2] Schéele, II, 80.
[3] Crell's Annals, II, 11. Engl. Trans.
[4] Berzelius, Djurkemien. II, 438.

la liqueur paraît s'être coagulée. Ce sel, desséché, est d'une belle couleur blanche; mais il devient rouge par son exposition à la lumière. Il se dissout dans vingt fois son poids d'eau, à la température de 19° centig. Chauffé, il se fond, se boursouffle, brunit, s'enflamme et laisse de l'argent métallique*.

---

Telles sont les propriétés des sels d'argent, autant qu'elles ont pu être examinées. Ces sels ressemblent à ceux de mercure, en ce que, surtout, ils sont insolubles dans l'eau. Le seul d'entre eux qui soit d'un usage ordinaire, est le nitrate, qu'on employe à une grande variété d'objets, soit en chimie, soit dans l'économie domestique. On reconnaît aisément la composition des sels d'argent en les considérant comme des composés de 1 atôme oxide d'argent et de 1 atôme de chacun des acides. Le poids d'un atôme d'oxide d'argent est 14,75. Nous avons précédemment donné le poids d'un atôme des acides.

---

## SECTION XXV.

### *Sels d'or.*

Quoique l'or ait été travaillé de toutes les manières et avec la plus persévérante industrie par les alchimistes et les métallurgistes; quoique, pour les chimistes aussi, il ait été à tous les âges de la science, un objet intéressant d'examen, il n'est cependant pas de genre de sels qui nous soient actuellement si peu connus que ceux qui ont les oxides de ce métal pour base. Ce n'est pas parce que les recherches sur ce métal étaient nécessairement dispendieuses, que les faits sur la nature des combinaisons de ses oxides nous manquent; mais c'est à raison des propriétés particulières de l'or lui-même. Ce métal n'étant attaquable par aucun des acides, exceptés l'acide hydro-chloro-nitrique et le chlore, il ne peut être directement formé de sels d'or que l'hydrochlorate. Tous les autres ne s'obtiennent qu'en précipitant l'oxide d'or de sa dissolution dans l'acide hydro-chloro-nitrique et en le dissolvant en-

---

* Braconnot, Ann. de Chim. LXXXVI, 92.

suite dans les autres acides. Mais on n'eut l'idée de l'emploi de cette méthode, qui est difficile, que lorsque la nature des oxides d'or fut connue; et depuis, aucun chimiste n'a considéré ces sels comme étant dignes de recherches. Il est vrai en effet qu'ils ne présentent pas l'espoir de ces découvertes brillantes, dont l'attente attache aux autres parties de la science. On conviendra cependant qu'un travail bien exact sur la nature et les propriétés des sels métalliques exige autant d'habileté et de sagacité qu'aucun autre examen quelconque, et qu'il contribuerait tout autant à l'avancement de la science. Il répandrait un nouveau jour sur la minéralogie et même sur la géologie : il nous fournirait les moyens de connaître avec plus de précision la nature de l'affinité, et il nous servirait aussi à discerner la vérité de certaines théories chimiques actuellement en vogue.

On ne connaît que deux oxides d'or, le pourpre et le jaune. Mais le premier de ces oxides ne se combinant point avec les acides, il s'ensuit que tous les sels d'or sont, strictement parlant, *persels*, ou des combinaisons de l'or avec un maximum d'oxigène. De même aussi on n'a distingué jusqu'à présent que deux espèces de sels d'or, l'*hydrochlorate* et le *nitrate*.

Les propriétés caractéristiques des sels d'or sont les suivantes :

Caractères. 1. Ils sont solubles dans l'eau, et la dissolution est de couleur jaune.

2. Le ferrocyanate de potasse précipite leurs dissolutions en blanc, ou blanc jaunâtre.

3. L'acide gallique, ou l'infusion de noix de galle, colore ces dissolutions en vert, et il se précipite une poudre brune qui consiste dans l'or réduit.

4. Une lame d'étain, ou de l'hydrochlorate d'étain, produit, dans ces dissolutions, un précipité pulvérulent de couleur pourpre.

5. Le sulfate de fer précipite l'or à l'état métallique. L'acide sulfureux produit le même effet.

Le meilleur moyen à employer dans l'examen des sels d'or, serait de dissoudre le métal dans l'acide hydro-chloro-nitrique, de précipiter le peroxide par un carbonate de potasse, et à chaud, de laver convenablement cet oxide et de le dissoudre pendant qu'il est encore mouillé dans les différens acides.

Par cette méthode, on pourrait former les sels d'or, et reconnaître leurs propriétés.

Esp. 1. *Nitrate d'or.* L'acide nitrique n'attaque l'oxide d'or que lorsqu'il est concentré. La dissolution est de couleur brune et elle contient toujours un grand excès d'acide. En y ajoutant de l'eau, l'oxide d'or se précipite. Il paraît qu'il n'y a que peu d'affinité entre l'acide nitrique et l'oxide d'or. C'est sans doute la raison pour laquelle cet acide ne dissout pas le métal *. Lorsque la dissolution est chauffée, l'or est précipité à l'état métallique. 1. Nitrate.

Esp. 2. *Sulfate d'or.* Ce sel s'obtient en dissolvant l'oxide d'or dans l'acide sulfurique chaud, étendu d'eau. Il est jaune, ayant une saveur très-styptique, et contenant toujours un excès d'acide. J'ignore s'il est susceptible de cristalliser, et je ne connais les propriétés d'aucun autre des sels d'or. 2. Sulfate.

---

## SECTION XXVI.

### *Sels de platine.*

Le platine ayant, comme l'or, la propriété de résister à l'action de tous les acides, exceptés l'acide hydro-chloro-nitrique et le chlore, il présente sous ce rapport le même obstacle à l'examen de ses sels. Il ne doit donc pas paraître étonnant que la connaissance de ce genre de sels soit à peine plus avancée que celle des sels d'or.

Les sels de platine se distinguent par les propriétés suivantes :

1. Leur dissolution dans l'eau est d'une couleur brune jaunâtre. Caractères.

2. Le ferrocyanate de potasse ne précipite point ces dissolutions.

3. Il n'y est pas non plus produit de précipité par l'acide gallique ou l'infusion de noix de galle.

4. La potasse et l'ammoniaque y occasionnent des précipités en petits cristaux de couleur orangé.

5. L'acide hydro-sulfurique en précipite le platine à l'état d'une poudre noire.

---

* Vauquelin, Ann. de Chim. LXXVII, 332.

Il y a lieu de croire, d'après les expériences de M. Edmond Davy, qu'on ne peut ajouter aucune confiance à celles de Bergman et de Chenevix sur les sels de platine. Ainsi donc les seuls sels de ce métal, qui nous soient actuellement connus, sont le sulfate et les sels triples, consistant dans le sulfate combiné avec les sels alcalins et terreux.

1. Sulfate. Esp. 1. *Sulfate de platine.* Ce fut Proust qui fit le premier mention de ce sel en 1802 [1], et il fut particulièrement examiné par M. Edmond Davy en 1812 [2]. On peut l'obtenir en faisant passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique dans une dissolution de platine dans l'acide hydro-chloro-nitrique. Il se précipite une poudre noire qu'il faut laver et faire bouillir à siccité dans l'acide nitrique; et le mieux est de répéter une seconde fois cette ébullition afin d'opérer la conversion complète de la poudre en sulfate de platine.

Le sulfate de platine ainsi obtenu, est d'un brun approchant du noir. Il est sous la forme d'une croûte poreuse, qui a de la ressemblance avec la matière charbonneuse que laisse le sucre décomposé par la chaleur. Il est très-cassant et se réduit facilement en poudre. Son éclat ressemble un peu à celui du sulfure de zinc cristallisé. Sa saveur est acide et métallique avec un certain degré de causticité. Il rougit légèrement la teinture de tournesol. Il est très-déliquescent et par conséquent très-soluble dans l'eau. Il se dissout dans l'alcool, l'éther, l'acide hydrochlorique, l'acide nitrique et l'acide phosphorique. Les alcalis forment avec ce sulfate des composés triples. Sa dissolution dans l'eau est de couleur brun obscur d'une grande intensité. En y versant de l'hydrochlorate d'ammoniaque, il ne se produit point de précipité; mais si l'on fait bouillir la dissolution à siccité, il se forme de l'hydrochlorate ammoniaco de platine. L'acide sulfurique ne peut être séparé de ce sel par aucune des méthodes ordinaires, à raison de la disposition du sel à entrer en composés triples. En le chauffant au rouge, il est entièrement décomposé, et il reste le platine à l'état métallique. On obtient du gaz oxigène, un peu de gaz acide sulfureux et un liquide semblable à l'acide sulfurique fumant des Allemands.

---

[1] Ann. de Chim. XLIX, 180.

[2] Philosophical Magazine. XL, 350.

Il paraît, d'après les expériences de M. Edmond Davy, que ce sulfate est composé de

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique..... | 26,3 |
| Protoxide de platine..... | 73,7 |
| | 100,0 |

Or, si nous le considérons comme un composé de 1 atôme acide sulfurique + 1 atôme protoxide de platine, sa composition serait :

| | |
|---|---|
| Acide sulfurique..... | 27,58 |
| Protoxide de platine... | 72,42 |
| | 100,00 |

Nombres qui se rapprochent de très-près du résultat des expériences de M. Edmond Davy.

Esp. 2. *Sulfate de potasse et de platine.* Lorsqu'après avoir neutralisé par de la potasse une dissolution aqueuse de sulfate de platine, on fait bouillir la liqueur pendant quelques minutes, il se précipite une substance d'un brun obscur, et le liquide reste incolore. Ce précipité est le sel triple dont il s'agit.

C'est une substance d'un brun obscur ou noir, en grains qui ressemblent à ceux de la poudre à canon. Elle a un très-grand éclat se rapprochant de celui du sulfure de zinc. Elle est rude au toucher, insipide, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air, et n'éprouvant aucune action de la part de l'acide nitrique bouillant. Ce sel se dissout aisément dans l'acide hydrochlorique bouillant ; mais l'acide hydro-chloro-nitrique n'a que peu d'action sur lui. Il est insoluble dans les acides sulfurique, phosphorique, et acétique bouillans. L'ammoniaque n'agit pas sur lui. Lorsqu'on le fait bouillir dans une dissolution de potasse, il ne se produit aucun effet apparent ; mais si l'on fait bouillir la dissolution jusqu'à siccité, et qu'on chauffe, il paraît s'être formé deux composés distincts, l'un jaune et l'autre olive. Il est insoluble dans l'alcool et dans l'éther. A une chaleur rouge, il est décomposé ; les produits sont de l'oxigène, du platine et du sulfate de

potasse. Les parties constituantes de ce sel triple, sont, d'après l'analyse de M. Edmond Davy, savoir :

| | |
|---|---|
| Protoxide de platine.... | 78,32 |
| Sulfate de potasse..... | 10,84 |
| Eau..... | 10,84 |
| | 100,00 |

Ce sel doit être considéré comme un composé très-extraordinaire, et il semble mériter à peine le nom de sel. Sa composition doit être :

| | |
|---|---|
| 6 Atômes de protoxide..... | 77,97 |
| 1 Atôme sulfate de potasse.... | 10,89 |
| 10 Atômes eau..... | 11,14 |
| | 100,00 |

Esp. 3. *Sulfate de soude et de platine.* On peut obtenir cette substance de la même manière que l'espèce précédente, en substituant seulement la soude à la potasse. Ses propriétés sont entièrement semblables, et par conséquent elle n'exige point une description particulière. Ce sel est composé, suivant l'analyse de M. Edmond Davy, de

| | |
|---|---|
| Protoxide de Platine..... | 84,16 |
| Sulfate de soude..... | 7,11 |
| Eau..... | 8,73 |
| | 100,00 |

Ainsi il doit être formé de

| | |
|---|---|
| 8 Atômes protoxide .... | 83,83 |
| 1 Atôme sulfate de soude . | 7,18 |
| 10 Atômes eau..... | 8,99 |
| | 100,00 |

Esp. 4. *Sulfate ammoniaco de platine.* On forme cette espèce comme les deux qui précèdent, en neutralisant avec de l'ammoniaque, une dissolution aqueuse du sulfate de platine, et en faisant bouillir la liqueur pendant quelques minutes. La substance dont il s'agit, se précipite ; on la lave et on la fait sécher.

Sa couleur est d'un brun léger ; elle est en poudre ou en morceaux d'une agrégation lacelle. Elle est insipide, insoluble dans l'eau, et inaltérable à l'air. Ce sel triple se dissout

dans les acides hydrochlorique et sulfurique, à l'aide de la chaleur. En le faisant bouillir dans une dissolution des alcalis fixes, il est décomposé. Etant chauffé, il se décompose avec une sorte de détonation imparfaite. M. Edmond Davy ne fit pas l'analyse de ce sel avec précision; mais il infère d'une expérience, qu'il est composé de

| | |
|---|---|
| Oxide de platine..... | 70 |
| Sulfate d'ammoniaque et eau. | 30 |
| | 100 |

Esp. 5. *Sulfate de barite et de platine.* Lorsqu'on ajoute une dissolution d'hydrochlorate de barite à une dissolution aqueuse de sulfate de platine, il se produit un précipité brun qui est le sel triple. Il est insipide, insoluble dans l'eau, et dans les acides hydrochlorique et nitrique bouillans. L'acide hydro-chloro-nitrique chaud le dissout, et l'acide sulfurique agit de même sur lui à la température de l'ébullition. Ce sel n'est pas décomposé par les alcalis. Lorsqu'il est chauffé au rouge, il ne donne que de l'eau, et il ne se dégage aucun gaz. M. Edmond Davy, à qui nous sommes redevables de la connaissance de ces faits, ne fit pas l'analyse de ce composé.

Esp. 6. *Sulfate d'alumine et de platine.* Lorsqu'on met de l'hydrochlorate d'alumine dans du sulfate de platine, il se forme un précipité brun gélatineux, qui est le sel dont il s'agit. C'est une poudre noire luisante, insoluble dans l'eau, et inaltérable à l'air. Il est insoluble à froid dans les acides minéraux, qui ne l'attaquent que légèrement à la température de l'ébullition. Chauffé au rouge, il ne donne que de l'eau, et se colore légèrement. Il contient au-moins 27 pour 100 d'eau. Mais M. Edmond Davy, de qui nous tenons tous les faits qui précèdent, n'en fit pas l'analyse.

---

On n'a point encore examiné jusqu'à présent, les autres sels de platine.

## SECTION XXVII.

### *Sels de palladium.*

La découverte du palladium est si récente, ce métal est si rare, et on a tant de peine à l'obtenir à l'état de pureté, qu'il est difficile de se procurer une connaissance exacte des sels qu'il peut former. C'est par le docteur Wollaston et par Chenevix, que nous avons eu celle de tous les faits qui ont été publiés jusqu'à présent relativement à ces sels, qu'on distingue par les propriétés suivantes.

Caractères. 1. Ils sont presque tous solubles dans l'eau, et la couleur de cette dissolution est d'un beau rouge.

2. Le ferrocyanate de potasse produit dans ces dissolutions un précipité de couleur olive, ou plutôt d'un brun jaunâtre sale.

3. Avec l'hydro-sulfate de potasse le précipité est brun noirâtre.

4. Celui qu'y occasionnent les alcalis est orangé.

5. Le mercure et le sulfate de fer en précipite le palladium à l'état métallique.

6. L'hydrochlorate d'étain rend ces dissolutions opaques et les précipite en brun; mais lorsqu'elles sont convenablement étendues, la couleur devient d'un beau vert d'émeraude.

Le nitrate de potasse et l'hydrochlorate d'ammoniaque ne troublent point ces dissolutions.

1. Nitrate. Esp. 1. *Nitrate de palladium.* Lorsqu'on met du palladium dans de l'acide nitrique concentré, incolore, ce liquide acquiert par degrés la couleur rouge; mais l'action de l'acide est extrêmement lente et elle a lieu sans aucun dégagement quelconque de deutoxide d'azote. Ce fait, unique jusqu'à présent dans l'histoire de l'action des métaux sur l'acide nitrique, explique jusqu'à un certain point la lenteur de l'action de l'acide; l'émission de gaz, qui se produit pendant la dissolution d'autres métaux, n'a pas lieu. Lorsque l'acide contient du deutoxide d'azote, l'action est plus rapide *.

* Wollaston, on the discovery of palladium, Phil. Trans. 1805.

Le nitrate de palladium ainsi formé est d'un rouge obscur; il donne par l'évaporation une matière rouge qui est probablement à l'état d'un sous-nitrate.

Esp. 2. *Hydrochlorate de palladium.* L'acide hydrochlorique n'agit que lentement sur le palladium, à l'aide de la chaleur; et par cette action il se colore en rouge. Mais le véritable dissolvant de ce métal est l'acide hydro-chloro-nitrique, qui l'attaque très-vivement, et forme avec lui une dissolution d'hydrochlorate de palladium d'une belle couleur rouge [1]. Les propriétés de ce sel n'ont point été examinées. 2. Hydrochlorate

Esp. 3. *Sulfate de palladium.* En faisant bouillir de l'acide sulfurique sur le palladium, il acquiert une belle couleur rouge, en dissolvant une portion du métal sur lequel cependant son action n'est pas très-forte [2]. Les propriétés de ce sulfate ne sont pas connues. 3. Sulfate.

Esp. 4. *Hydrochlorate de palladium et de soude.* Lorsqu'on verse dans une dissolution d'hydrochlorate de palladium une dissolution d'hydrochlorate de soude, ou de soude, il ne se forme point de précipité, et par l'évaporation de la liqueur du mélange, on obtient un sel triple qui est un hydrochlorate de soude et de palladium. Ce sel est déliquescent à l'air, propriété qui suffit pour le faire aisément distinguer de l'hydrochlorate de soude et de platine, dont les cristaux sont permanens [3].

Esp. 5. *Hydrochlorate de palladium et de potasse.* La dissolution du nitrate de potasse dans l'acide hydrochlorique agit facilement sur le palladium; mais elle n'attaque point le platine, parce que l'hydrochlorate de platine et de potasse est à peine soluble dans l'eau, tandis que l'hydrochlorate de palladium et de potasse est remarquable par la facilité avec laquelle il se dissout. La proportion la plus convenable de cette dissolution est, suivant le docteur Wollaston, à qui nous sommes redevables de la connaissance de ces faits, de cinq parties de l'acide étendu avec un volume d'eau égal au sien, et d'une partie de nitrate de potasse. La dissolution de

---

[1] Chenevix, on palladium. Phil. Trans. 1803.
[2] *Ibid.*
[3] Wollaston's on a new metal found in crude platina. Phil. Trans. 1804.

palladium ainsi formée, qui est de couleur rouge, donne, par l'évaporation, des cristaux d'hydrochlorate de palladium et de potasse. Ils sont très solubles dans l'eau, mais ils ne le sont pas du tout dans l'alcool. Ces cristaux affectent la forme de prismes tétraèdres, et présentent un singulier contraste de couleur. Vus transversalement, ils sont d'un vert clair; mais en les regardant dans le sens de la direction de leurs axes, leur couleur est la même que celle de la dissolution. Cependant, à raison de son extrême intensité, cette couleur se distingue difficilement dans les fragmens qui excèdent 0,0025 d'épaisseur. La couleur des cristaux vus obliquement est celle d'un brun sombre, résultant d'un mélange de rouge et de vert *.

Esp. 6. *Hydrochlorate de palladium et d'ammoniaque.* Ce sel triple est, comme le précédent, très-soluble dans l'eau, ce qui le distingue suffisamment de l'hydrochlorate de platine et d'ammoniaque; d'où il suit que le palladium n'est pas précipité de ses dissolutions par l'hydrochlorate d'ammoniaque. L'hydrochlorate de palladium et d'ammoniaque ressemble sous tous les rapports, suivant le docteur Wollaston, à l'hydrochlorate de palladium et de potasse.

7. Ferrocyanate. Esp. 7. *Ferrocyanate de palladium.* Par une addition de cyanure de mercure à une dissolution neutre, qui contient le palladium, il se forme peu-à-peu un précipité floconneux d'un jaune pâle. Ce précipité est le ferrocyanate de palladium. Il est insoluble dans l'eau; et ses propriétés varient un peu dans différentes circonstances. Il est en général affecté par la chaleur, comme d'autres hydrocyanates; mais lorsque le palladium, après avoir été dissous dans l'acide nitrique, a été précipité d'une semblable dissolution neutre par le cyanure de mercure, le précipité ainsi formé a la propriété de détoner lorsqu'il est chauffé. Le bruit qu'il produit alors peut être comparé à celui qui résulterait de l'inflammation d'une quantité égale de poudre à canon, et conséquemment cette détonation n'est accompagnée d'aucun indice d'explosion violente, à moins que le sel ne soit renfermé très-étroitement lorsqu'elle a lieu. Le degré de chaleur nécessaire pour produire cet effet, est celui qui suffirait pour fondre

* Wollaston on a new metal from crude platina.

le bismuth. La lumière qui se manifeste par cette détonation est faible ; elle ne peut être visible que dans une obscurité parfaite *.

---

## SECTION XXVIII.

### *Sels de rhodium.*

Le docteur Wollaston est le seul qui ait examiné les sels de ce genre, mais assez seulement pour nous faire voir que leur base est l'oxide d'un métal particulier. Leurs propriétés ne sont pas assez connues pour fournir matière à une description détaillée. Berzelius a ajouté un petit nombre de faits à ce que nous en savions déjà. On peut distinguer ces sels par les propriétés suivantes.

1. Leur dissolution dans l'eau est de couleur rouge. Caractères.

2. Elle n'est point précipitée par le ferrocyanate de potasse.

3. Elle ne l'est pas non plus par l'hydrosulfate de cet alcali.

4. L'hydrochlorate d'ammoniaque et les carbonates alcalins ne la troublent point ; mais par les alcalis purs, il s'y forme une poudre jaune qui se dissout dans un excès d'alcali.

Esp. 1. *Nitrate de rhodium.* L'acide nitrique dissout l'oxide de rhodium. La dissolution est de couleur rouge et ne produit point de cristaux. 1 Nitrate.

Esp. 2. *Hydrochlorate de rhodium.* La dissolution de l'oxide de rhodium dans l'acide hydrochlorique est de couleur rosée. Elle ne donne point de cristaux, mais le résidu de son évaporation à siccité est soluble dans l'alcool. L'hydrochlorate d'ammoniaque, le nitrate de potasse et l'hydrochlorate de soude, forment dans cette dissolution, sans y occasionner de précipité, des sels triples qui ne se dissolvent point dans l'alcool.

Esp. 3. *Hydrochlorate de soude et de rhodium.* Ce sel triple, qui a la saveur du sulfate de soude, est sous la

---

* Wollaston's on the discovery of palladium.

forme de cristaux rhomboïdaux dont l'angle aigu est d'environ 75°. Ils sont d'une couleur rouge très-foncée et inaltérables à l'air. Ils se dissolvent facilement dans 1,5 parties d'eau, mais ils sont insolubles dans l'alcool.

6. Sulfate. Esp. 4. *Sulfate de rhodium.* Lorsqu'après avoir mêlé de l'hydro-sulfate d'ammoniaque avec de l'hydrochlorate de soude et de rhodium, on chauffe le mélange, il se précipite un sulfure de rhodium. En traitant ce sulfure avec de l'acide nitrique fumant, il est converti en persulfate de rhodium, dont partie se dissout dans l'acide, et dont une autre portion reste à l'état d'une poudre noire. Lorsque l'acide nitrique est chassé en totalité, le persulfate de rhodium reste. Il est déliquescent à l'air, et prend une couleur rouge. Lorsqu'il est dissous dans l'eau et évaporé à siccité, il ne devient pas noir comme d'abord; mais il est à l'état d'une matière sirupeuse de couleur orangé, qui par une plus grande chaleur se gonfle, et devient spongieuse comme de l'alun calciné. Dans cet état, il se dissout lentement dans l'eau, et en le laissant en contact avec ce liquide, il y est entièrement dissous au bout de deux ou trois jours. La potasse caustique le précipite en une substance d'un jaune pâle, qui paraît être un sous-sulfate triple.

Exposé à une chaleur rouge cerise, il s'en sépare de l'acide sulfurique et du gaz oxigène, qui laissent une poudre noire insoluble. Cette poudre est, suivant Berzelius, un protosulfate de rhodium *.

---

## SECTION XXIX.

### *Sels d'iridium.*

Les sels de ce genre sont encore moins connus que ceux du genre précédent.

Caractères. 1. Suivant les chimistes français, et Tennant, de qui seuls nous tenons tous les faits énoncés jusqu'à présent sur ces sels, ils semblent être solubles dans l'eau, et d'une couleur qui, verte d'abord, passe au rouge par la concentration, à vaisseau ouvert, de leur dissolution dans ce liquide.

---

* Berzelius, Annals of Philosophy. III, 256.

2. Le ferrocyanate de potasse, et l'infusion de noix de galle n'occasionnent point de précipité dans cette dissolution, mais ils la rendent incolore.

3. La dissolution de ces sels dans l'eau paraît être en partie précipitée par l'hydrochlorate d'ammoniaque, puisque, suivant Descostils, la couleur rouge que prend quelquefois l'hydrochlorate de platine et d'ammoniaque, doit être attribuée à la présence de l'iridium.

Le seul des sels d'iridium qui ait été examiné jusqu'à présent, est l'hydrochlorate de ce métal. La dissolution de l'iridium dans l'acide hydrochlorique donne par une évaporation lente, une masse imparfaitement cristallisée, qui étant séchée entre des doubles de papier brouillard, et ensuite redissoute, fournit par l'évaporation des cristaux de couleur rouge. Ces cristaux se dissolvent dans l'eau, et forment avec ce liquide une liqueur d'un rouge foncé, inclinant à l'orangé.

---

## SECTION XXX.

### *Sels de tellure.*

L'oxide de tellure existe comme tenant le milieu entre les acides et les bases salifiables. Il peut, comme les acides, se combiner avec les bases salifiables, et former avec elles des sels neutres. Il est susceptible aussi de s'unir aux acides, comme le font les bases salifiables, et de former avec eux des sels neutres. Nous avons donc deux genres de sels de tellure, 1.° les sels dans lesquels l'oxide de tellure se comporte comme un acide; 2.° les sels dans lesquels l'oxide de tellure agit comme une base. Je décrirai séparément ces deux genres de sels après avoir établi les caractères auxquels on peut reconnaître les sels de tellure.

1. Les alcalis précipitent en blanc leur dissolution, et ce précipité disparaît de nouveau par une addition en excès de l'alcali. Caractères.

2. Le ferrocyanate de potasse n'y produit point de précipité.

3. L'hydro-sulfate de potasse y en occasionne un de couleur brune ou noirâtre.

4. Avec l'infusion de noix de galle, le précipité est jaune et floconneux.

5. Le zinc, le fer et l'antimoine, plongés dans les dissolutions de sels de tellure, en séparent ce métal à l'état d'une poudre noire qui reprend, en la frottant, son éclat métallique [1].

### Genre I. — *Sels dans lesquels l'oxide de tellure se comporte comme un acide.*

Ces sels n'ont été examinés jusqu'à présent que par Berzelius; et ses recherches à ce sujet n'ont pu être qu'imparfaites, à raison de la petite quantité de tellure qu'il avait en sa possession. Les faits suivans sont ceux qu'il a pu constater.

1. *Tellurate d'ammoniaque.* En faisant digérer de l'oxide de tellure dans de l'ammoniaque, il se dissout. A mesure que la dissolution refroidit, elle dépose une poudre blanche, qui est du tellurate d'ammoniaque [2].

2. *Tellurate de potasse.* Si, après avoir mêlé l'oxide de tellure avec du nitrate de potasse, on chauffe le mélange, le nitrate de potasse se fond d'abord sans agir sur l'oxide; mais à la température à laquelle l'oxide commence à prendre l'état liquide, il décompose le nitrate de potasse avec une vive effervescence, l'acide nitrique est chassé, et l'oxide se dissout dans la potasse. La masse, lorsqu'elle est refroidie, a une très grande ressemblance avec l'émail. Cette masse se dissout dans l'eau bouillante, et la dissolution dépose, par le refroidissement, une poudre blanche imparfaitement cristallisée: c'est un tellurate de potasse. Ce sel se dissout en petite quantité dans l'eau froide, et en proportion beaucoup plus considérable dans l'eau bouillante. La dissolution chaude donne, en se refroidissant, le sel en poudre. Il a une saveur légèrement métallique, et il agit faiblement, comme un alcali, sur les couleurs bleues végétales [3].

3 et 4. *Tellurates de chaux et de barite.* Ce sont des poudres blanches, qu'on obtient en versant du tellurate de potasse dans de l'hydrochlorate de chaux ou de barite [4].

---

[1] Klaproth's Beitrage. III, 1; et Crell's Annals. 1798, I, 98.
[2] Berzelius, Nicholson's Journal. XXXVI, 131.
[3] *Ibid.* 130.
[4] *Ibid.* 131.

5. *Tellurate de cuivre.* En versant du tellurate de potasse dans du sulfate de cuivre, il se produit un précipité d'un beau vert d'émeraude. Ce précipité est le tellurate de cuivre. Chauffé, il donne de l'eau, et noircit. A une chaleur plus forte, il se fond en un verre noir. Mis sur un charbon rouge de feu, il est réduit avec détonation, comme du nitrate de potasse, en laissant un alliage de tellure et de cuivre d'un rouge pâle [1].

6. *Tellurates restans.* Le tellurate de potasse précipite le persulfate de fer en *rouge ;* et en *blanc*, les dissolutions de zinc, de mercure, de plomb, de l'argent et du manganèse [2].

*Tellurate de plomb.* C'est une poudre blanchâtre. En la chauffant, elle perd son eau de combinaison, et devient jaune. A une température un peu plus élevée, elle entre en fusion, et forme une masse demi transparente, qui ressemble à du chlorure de plomb. Ce tellurate est composé, suivant les expériences de Berzelius, de

| | |
|---|---|
| Oxide de tellure. . . . . | 42,2 |
| Protoxide de plomb. . . . | 57,8 |
| | 100,0 [3] |

En le supposant formé de 2 atômes oxide de tellure et 1 atôme protoxide de plomb, sa constitution sera :

| | |
|---|---|
| Oxide de tellure. . . . . | 41,66 |
| Protoxide de plomb. . . . | 58,33 |
| | 100,00 |

Ainsi le sel est un bitellurate.

### Genre II. — *Sels avec base de tellure.*

Berzelius reconnut que l'oxide de tellure se combine avec les acides sulfurique, hydrochlorique et nitrique, et qu'il forme avec eux des sels neutres [4]. Les faits qui suivent sont ceux qu'il a constatés, relativement à l'action de ces acides sur le tellure.

1. *Nitrate de tellure.* L'acide nitrique dissout aisément le

---

[1] Berzelius, Nicholson's Journal. XXXVI, 131.
[2] *Ibid.* p. 131.
[3] *Ibid.* p. 132.
[4] *Ibid.* p. 130.

tellure. La dissolution est incolore, et n'est pas troublée par l'eau. Elle donne, lorsqu'elle est concentrée, de petits cristaux dendritiques, blancs, légers et aiguillés[1].

2. *Hydrochlorate de tellure.* La dissolution du tellure s'opère avec facilité dans l'acide hydro-chloro-nitrique. Elle est transparente; mais lorsqu'elle est étendue d'eau, il s'y forme un précipité blanc d'oxide de tellure, qui se redissout par une addition d'eau. Lorsque la dissolution est précipitée par l'alcool, et que la poudre blanche, qui se dépose, est convenablement lavée, elle ne contient plus qu'une très-petite proportion d'acide[2].

3. *Sulfate de tellure.* Lorsqu'on garde, dans un vaisseau fermé, un mélange d'une partie de tellure avec 100 parties d'acide sulfurique, le métal est dissous, et il donne à l'acide une couleur cramoisie. En versant de l'eau dans l'acide, la couleur rouge disparaît, et le métal est précipité en flocons noirs. La dissolution étant chauffée, la couleur disparaît également, et le métal en est précipité sous la forme d'une poudre blanche. Un mélange d'acide sulfurique étendu avec un peu d'acide nitrique, dissout une portion considérable de tellure. La dissolution est sans couleur, et ne précipite point par l'eau[3].

---

## SECTION XXXI.

### *Sels d'Antimoine.*

Le protoxide d'antimoine peut s'unir avec les acides et former des sels, tandis que le deutoxide et le peroxide jouissent des propriétés acides; d'où il suit que les sels d'antimoine peuvent être divisés en trois genres, correspondans aux trois oxides que le métal forme; mais j'ai pensé qu'il était plus convenable de décrire les *antimoniates* et les *antimonites*, pendant que je traitais des différentes bases avec lesquelles les acides antimonieux et antimonique se combinent. Je n'ai donc à décrire ici que le petit nombre des sels connus qui contiennent le protoxide d'antimoine.

---

[1] Crell's Annals. 1798, I, 98.
[2] Klaproth's Beitrage. III, 13.
[3] Crell's Ann. 1798, I, 98.

On peut distinguer les sels d'antimoine par les propriétés qui suivent, savoir :

1. Leurs dissolutions sont ordinairement de couleur jaune brunâtre, et dans la plupart des cas, elles précipitent en blanc lorsqu'elles sont étendues d'eau. Caractères.

2. Le ferrocyanate de potasse, versé dans ces dissolutions, y produit un précipité blanc : c'est l'oxide du métal précipité par l'eau du ferrocyanate. Lorsqu'on l'emploie suffisamment concentré ou en cristaux, il ne se forme point de précipité. L'antimoine se rapporte, dans cette propriété, au platine*.

3. L'hydro-sulfate de potasse précipite les dissolutions des sels d'antimoine en orangé.

4. L'acide gallique et l'infusion de noix de galle les précipitent en blanc, et ce précipité n'est autre chose que l'oxide du métal séparé par l'eau de l'infusion.

5. Lorsqu'on plonge une lame de fer ou de zinc dans des dissolutions antimoniales, il se précipite, en grande abondance, une poudre noire. Cet effet a lieu très-promptement lorsqu'il y a un excès d'acide, et que la dissolution n'est pas trop concentrée.

Les acides nitrique, sulfurique, phosphorique ou carbonique ne forment point de sels avec le protoxide d'antimoine, au-moins ne connaissons-nous actuellement aucune combinaison semblable. Le sel antimonial le plus important, et le seul bien réellement connu, est le suivant.

Esp. 1. *Tartrate de potasse et d'antimoine.* On fait beaucoup plus d'usage en Angleterre, comme médicament, de ce sel, qu'on appelle ordinairement *tartre émétique*, que de toutes les autres préparations antimoniales ensemble. Ce fut Adrien de Mynsicht qui le fit connaître le premier dans son *thesaurus medico-chimicus*, publié en 1631 ; mais, selon toutes les probabilités, la préparation en avait été indiquée dans un traité, ayant pour titre : *Methodus in pulverem*, qui parut en Italie en 1620. Dans cet ouvrage, du docteur Cornachinus, on trouve l'exposé de la méthode de préparation d'une poudre de l'invention de Dudley, comte de Warwick, et qui était en grande renommée en Italie, à raison des cures merveilleuses qu'on avait opérées en l'employant. Cette poudre était un composé de scammonée, de sulfure d'anti- Tartre émétique. Histoire.

* Klaproth, Crell's Annals. 1798, I, 99.

moine et de tartre, triturés ensemble. Les effets extraordinaires qu'elle avait produits, devaient naturellement attirer l'attention des chimistes sur la combinaison des préparations antimoniales avec le tartre.

Préparation. On prépara d'abord le tartre émétique en faisant bouillir ensemble, dans l'eau, du tartre, et ce qu'on appelait alors le *crocus metallorum*[1]. Après avoir filtré la liqueur, on l'évaporait jusqu'à ce qu'elle donnât des cristaux. On substitua depuis le verre d'antimoine au crocus. Mais il serait superflu de donner ici l'énumération des diverses méthodes qui ont été adoptées et imaginées par les différens manipulateurs. Elles ont toutes été recueillies par Bergman, qui les a décrites dans son Traité sur le *tartre antimonié*[2]. On peut voir, dans l'*experimental examination of the pharmacopœa Londinensis, p.* 58, de M. Philips, le procédé suivi à Londres pour cette préparation.

On se sert généralement à présent du verre ou du protoxide d'antimoine. On mêle l'une ou l'autre de ces substances avec son poids égal de tartrate acide de potasse, et on fait bouillir le mélange dans 10 ou 12 parties d'eau, jusqu'à ce que le tartrate soit saturé. On filtre alors la liqueur, et on l'évapore jusqu'à pellicule. Elle dépose par refroidissement des cristaux réguliers de tartre émétique (tartrate antimonié de potasse). Thénard a observé qu'il reste toujours dans la dissolution du tartrate de potasse non combiné. Il ne faut donc pas pousser l'évaporation trop loin, autrement les cristaux de ce tartrate se mêleraient avec ceux du tartre émétique[3].

Propriétés. Le tartre émétique est blanc. Il cristallise en tétraèdres réguliers. Exposé à l'air, il y perd peu-à-peu sa transparence, et s'effleurit. Il est soluble dans 14,50 parties d'eau froide et dans environ 2 parties d'eau bouillante[4]. Au feu, ce sel se décompose; son acide est détruit, et il reste la potasse et de l'oxide d'antimoine. Les terres alcalines, les alcalis et leurs carbonates, les hydro-sulfates et plusieurs des métaux dé-

---

[1] Hydrosulfate impur, qu'on obtient en faisant détoner dans un creuset, parties égales en poids de sulfure d'antimoine et de nitrate de potasse, et en lavant ensuite le résidu dans l'eau, jusqu'à ce qu'elle en sorte sans saveur.

[2] Opusc. I, 338.

[3] Ann. de Chim. XXXVIII, 30.

[4] Buckhal, Ann. de Chim. XLIX, 70.

composent aussi le tartre émétique. Le même effet est encore produit sur ce sel par les décoctions de plantes, particulièrement de celles qui sont astringentes et amères, telles que l'écorce du Pérou, etc.; d'où il suit qu'il ne doit jamais être donné joint à l'un quelconque de ces corps.

M. Philips nous apprend que 100 parties de tartrate acide de potasse, peuvent dissoudre 66 parties de protoxide d'antimoine. En comparant ces données avec mon analyse du tartrate acide de potasse, il en résulte que le tartrate antimonié de potasse, ou tartre émétique, est un composé de

| | |
|---|---|
| Acide tartarique. . . . . | 44,21 |
| Protoxide d'antimoine. . . . . | 39,76 |
| Potasse. . . . . | 16,03 |
| | 100,00 |

Actuellement, si nous considérons le sel comme étant formé de 2 atômes acide tartarique, 2 atômes protoxide d'antimoine et 1 atôme potasse, sa composition sera:

| | |
|---|---|
| Acide tartarique . . . . . | 46,53 |
| Protoxide d'antimoine. . . . . | 36,81 |
| Potasse. . . . . | 16,66 |
| | 100,00 |

Le sel semble donc être un composé de 1 atôme tartrate de potasse et 1 atôme sous-tartrate d'antimoine. Je pense qu'il convient de parler ici de l'action des acides végétaux sur l'antimoine, quoique quelques-uns des faits qui l'établissent aient besoin d'être examinés de nouveau.

Esp. 2. *Acétate d'antimoine.* L'acide acétique n'a que très-peu d'action sur l'antimoine; mais il dissout une petite portion de son oxide, ainsi que l'a fait voir Morveau; et, suivant Wenzel, la dissolution donne de petits cristaux[1]. Ce sel, qui est soluble dans l'eau, fut employé comme émétique par Angelus Sala, et par quelques autres médecins après lui[2]. Autres sels.

Esp. 3. *Succinate d'antimoine* L'acide succinique qui n'a d'action que sur le protoxide d'antimoine dont il dissout une portion, forme avec lui un sel qui n'a pas été examiné.

---

[1] Verwandtschaft, p. 158.

[2] Encycl. méth. chim. I, 6.

Esp. 4. *Benzoate d'antimoine.* La dissolution de l'oxide d'antimoine dans l'acide benzoïque s'opère facilement. Elle donne des cristaux qui se dessèchent à l'air, et qui sont décomposés par la chaleur[1].

Esp. 5. *Oxalate d'antimoine.* L'acide oxalique attaque à peine l'antimoine, mais il dissout une petite portion de son oxide. La dissolution évaporée donne de petits grains cristallins qui se dissolvent difficilement dans l'eau. Le même sel est précipité par une addition d'acide oxalique à la dissolution d'antimoine dans les acides acétique ou sulfurique; mais l'acide oxalique n'occasionne point de précipité dans le protochlorure (beurre) d'antimoine[2].

Esp. 6. *Tartrate d'antimoine.* L'acide tartarique n'a aucune action sur l'antimoine; mais il dissout ses oxides en petite proportion. La dissolution, qui cristallise à peine, se prend aisément en une gelée[3].

---

## SECTION XXXII.

### *Sels de Titane.*

C'est par les expériences de Gregor, Klaproth, Vauquelin et Hecht que nous avons appris tout ce que nous savons actuellement relativement à ce genre de sels, qu'on reconnaît aux caractères suivans :

Caractères. 1. Ils sont en général incolores et peu solubles dans l'eau.

2. Les carbonates alcalins précipitent ces dissolutions en flocons blancs.

3. Le ferrocyanate de potasse y occasionne un précipité vert gazon mêlé d'une teinte de brun. Si on y ajoute alors un alcali, la couleur de ce précipité devient d'abord pourpre, puis bleue, et elle finit par passer au blanc.

4. Avec l'hydro-sulfate de potasse le précipité est d'un vert gazon sale, l'acide hydro-sulfurique n'en produit point.

5. Par l'infusion de noix de galle, les dissolutions des

---

[1] Trommsdorf, Ann. de Chim. XI, 317.
[2] Bergman. I, 271.
[3] *Ibid.*

des sels de titane sont précipitées en une masse volumineuse d'un brun rougeâtre; lorsqu'elles sont concentrées, le précipité prend l'apparence du sang caillé.

6. En plongeant une verge d'étain dans une dissolution de titane, le liquide autour de cette verge prend peu-à-peu une belle couleur rouge; avec une verge de zinc, la dissolution se colore de la même manière en un bleu foncé *.

Esp. 1. *Nitrate.* L'acide nitrique attaque à peine le titane et n'a point d'action sur son oxide rouge; mais à l'aide de la chaleur, il dissout le carbonate de ce métal. La dissolution donne, par évaporation, des cristaux transparens sous la forme de rhombes alongés, ayant deux angles opposés tronqués, de manière à représenter des tables hexagones. Suivant Vauquelin et Hecht, cette dissolution n'a lieu que lorsque le métal est en état de combinaison avec un minimum d'oxigène. Nitrate.

Esp. 2. L'acide hydrochlorique dissout le titane; mais il ne produit aucun effet sur son oxide rouge. Il dissout facilement le carbonate de ce métal, et la dissolution, suivant Klaproth, cristallise en cubes transparens. Elle est, d'après les expériences de Vauquelin et de Hecht, de couleur jaune, et se prend en gelée par l'évaporation. Par la chaleur, il s'en dégage du chlore, et l'oxide qui se précipite, ne peut plus se dissoudre dans l'acide hydrochlorique, à moins qu'on ne l'ait fait bouillir dans de l'acide nitrique. Ces chimistes en concluent, que dans l'hydrochlorate de titane, ce métal est combiné avec l'oxigène au maximum, et que son protoxide est incapable de former d'union avec l'acide hydrochlorique. Hydrochlorate.

Esp. 3. L'acide sulfurique bouillant, oxide le titane et en dissout une petite portion; mais cet acide n'a aucune action quelconque sur l'oxide rouge du métal. Il dissout son carbonate avec effervescence, due au dégagement de gaz acide carbonique. La dissolution se prend par l'évaporation en une masse blanche gélatineuse, opaque. Sulfate.

Esp. 4. et 5. Les acides phosphorique et arsenique précipitent en blanc la dissolution du titane dans les acides.

Esp. 6. En faisant fondre dans un creuset un mélange d'une partie d'oxide rouge de titane et de six parties de carbonate de potasse, la masse étant lavée avec une suffi- Carbonate

* Klaproth's Beitrage. I, 233.

sante quantité d'eau, laisse une poudre de couleur blanche, mêlée d'une légère teinte de rouge, que Vauquelin et Hecht ont reconnue être le carbonate de titane. Ils ont trouvé ce sel composé de

| | |
|---|---|
| 75 | Oxide blanc. |
| 25 | Acide carbonique. |
| 100 | |

Esp. 7 et 8. Les acides oxalique et tartarique précipitent également en blanc la dissolution du titane dans les acides; mais le précipité se redissout à mesure qu'il est formé [1].

---

## CHAPITRE III.

### *Des hydro-sulfates.*

Kirwan reconnut le premier, ce qui depuis a été plus complètement établi par Berthollet, que l'hydrogène sulfuré jouit des propriétés d'un acide. Les Allemands lui ont en conséquence donné le nom d'*acide hydrothyonique* [2], et Gay-Lussac l'appelle acide *hydro-sulfurique* [3].

L'eau saturée du gaz acide hydro-sulfurique devient blanchâtre et dépose un peu de soufre; mais le gaz n'est pas décomposé. Lorsqu'on ajoute de l'acide sulfureux à cette dissolution, il se produit immédiatement un précipité considérable de soufre. L'acide nitrique et le chlore produisent le même effet.

Le gaz acide hydro-sulfurique précipite, à l'état de sulfures de toutes leurs dissolutions acides, les métaux qui n'ont qu'une faible affinité pour l'oxigène; mais les métaux

---

[1] Journ. des Min., n.° XV, p. 1.

[2] De *hydrogène*, et θειον, soufre.

[3] C'est le nom par lequel Humphry-Davy distingue l'acide sulfurique ordinaire du commerce. Mais une semblable distinction est certainement inutile, puisqu'on prévoit toujours la présence d'eau dans cet acide. Si l'on donnait suite à la méthode de Humphy-Davy, il faudrait dire *hydro-alcool*, *hydro-sulfate de soude*, *hydro-savon*, *hydro-sucre*; de sorte qu'il nous faudrait allonger les neuf-dixièmes de tous les noms chimiques, en les faisant précéder des deux syllabes *hydro*.

qui ont beaucoup d'affinité pour ce principe, et qui sont capables de décomposer l'eau, savoir :

1. Le fer, 2. Le nickel, 3. Le cobalt,
4. Le manganèse, 5. L'urane, 6. Le cérium,
7. Le titane,

Ne sont point précipités par l'acide hydro-sulfurique de leurs dissolutions dans les acides minéraux concentrés; ils le sont cependant imparfaitement, ainsi que Gay-Lussac l'a fait voir, lorsque c'est l'acide acétique, ou tout autre acide végétal qui les tient en dissolution, et la précipitation devient complète lorsqu'on ajoute en même-temps de l'acétate de potasse à la dissolution [1].

Les dissolutions métalliques diffèrent considérablement entre elles sous le rapport de la facilité avec laquelle elles sont précipitées par l'acide hydro-sulfurique; et Proust a fait voir, qu'avec un peu d'adresse, on peut, dans beaucoup de cas, opérer par cet agent la séparation des métaux les uns d'avec les autres. Si, par exemple, le cuivre, le plomb, le zinc et le fer sont tenus ensemble en dissolution dans l'acide nitrique, l'acide hydrosulfurique sépare d'abord le cuivre sous la forme d'un précipité noir, qu'on peut enlever en filtrant la dissolution. Il produit ensuite le même effet sur le plomb, et en dernier lieu sur le zinc, tandis que le fer continue encore de rester en dissolution [2]. On peut distinguer les différens métaux par la couleur du précipité que l'acide hydrosulfurique produit dans leurs dissolutions.

On a présenté dans la table qui suit, les couleurs de ces différens précipités.

| | |
|---|---|
| Or et platine | Réduits. |
| Argent | Noir. |
| Mercure | Noir. |
| Palladium | Brun obscur. |
| Cuivre | Noir. |
| Etain | Brun. |
| Plomb | Noir. |
| Zinc | Blanc. |
| Bismuth | Noir. |
| Antimoine | Orangé. |
| Arsenic | Jaune. |
| Molybdène | Chocolat. |

[1] Ann. de Chim. LXXX, 206. [2] Journ. de Phys. LI, 174.

Sulfure hydrogéné.

L'acide hydro-sulfurique a la propriété de se combiner avec le soufre, et de former un composé qui a l'apparence d'une huile jaune. Schéele[1] en observa la formation, et Berthollet[2] qui en examina le premier la nature, lui donna le nom de *soufre hydrogéné*.

Lorsqu'après avoir fait bouillir ensemble de la potasse liquide et du soufre, et formé ainsi la liqueur brune qu'on appelait anciennement *foie de soufre liquide*[3], on verse peu-à-peu de ce liquide dans de l'acide hydrochlorique, il se dégage à peine du gaz acide hydro-sulfurique; mais il se dépose peu-à-peu au fond du vaisseau du soufre hydrogéné, sous la forme d'une huile brune jaunâtre. Dès qu'on chauffe cette substance, le gaz acide hydro-sulfurique s'exhale aisément, et elle est convertie en soufre; le même effet est produit par son exposition à l'air.

La méthode la plus facile pour se procurer cette substance consiste, suivant Proust, à mettre dans un flacon, et jusqu'aux 0,33 environ de sa capacité, de l'acide hydrochlorique d'une pesanteur spécifique de 1,07, et d'y ajouter ensuite environ un volume égal du foie de soufre liquide; en bouchant alors le flacon et en l'agitant, le soufre hydrogéné se sépare peu-à-peu[4].

L'acide hydro-sulfurique est un composé de 1 atôme hydrogène, et de 1 atôme soufre. Le soufre hydrogéné n'a pas été analysé; mais il est probablement formé de 1 atôme hydrogène et 2 atômes soufre. Les composés formés par l'union de l'acide hydro-sulfurique et des bases ont été appelés, par Gay-Lussac, *hydro-sulfates*; ceux résultans de la combinaison du soufre hydrogéné avec les bases ont été nommés *hydro-sulfates sulfurés* ou *sulfures hydrogénés*. Nous décrirons dans ce chapitre les uns et les autres de ces composés, autant que la connaissance imparfaite que nous en avons, nous le permettra.

---

[1] Schéele, on fire, p. 192. Eng. Trans.

[2] Ann. de Chim. XXV, 47.

[3] Ce foie de soufre, ou sulfure de potasse, à l'état liquide, est devenu sulfure hydrogène de potasse. (*Note du Traducteur.*)

[4] Journ. de Phys. LIX, 270.

## SECTION PREMIÈRE.

### *Des Hydro-sulfates.*

Les composés que produit la combinaison de l'acide hydro-sulfurique avec les alcalis et les terres, ont les propriétés suivantes, qui peuvent servir à les faire reconnaître.

1. Ils sont tous solubles dans l'eau, et leur dissolution dans ce liquide est incolore. Propriétés.

2. Cette dissolution prend, par son exposition à l'air, une couleur verte ou jaune verdâtre.

3. Après être restée pendant long-temps à l'air, la dissolution devient limpide et incolore; et en l'examinant alors, on trouve qu'elle ne contient que les sulfite et hypo-sulfite de la base de l'hydro-sulfate original.

4. La dissolution des hydrosulfates précipite toutes les dissolutions métalliques; le fer et le plomb en noir, l'antimoine en orangé, l'arsenic en jaune *.

On peut former les hydro-sulfates en dissolvant les bases dans l'eau, ou en les mêlant respectivement avec ce liquide, et en y faisant passer ensuite un courant de gaz acide hydro-sulfurique jusqu'à ce qu'il refuse d'en prendre davantage. On en dégage l'excès de gaz en faisant chauffer la dissolution. Il faut avoir soin que le gaz acide hydro-sulfurique n'arrive dans le vaisseau où il doit se combiner avec la base, qu'après avoir traversé un flacon intermédiaire qui contient de l'eau, afin d'être assuré qu'il s'est ainsi dépouillé de toute impureté. On peut obtenir par ce moyen les dissolutions dans l'eau des différens hydrosulfates. Préparation.

Si pendant que les hydro-sulfates sont incolores, on les décompose en y versant des acides sulfurique, hydrochlorique ou tout autre acide quelconque qui n'ait point d'action sur l'hydrogène, le gaz acide hydro-sulfurique se dégage sans qu'il se forme le moindre dépôt de soufre; mais si l'hydro-sulfate

* Lorsqu'on garde pendant quelque temps les hydro-sulfates dans des flacons de verre, ces flacons se tapissent peu-à-peu à l'intérieur d'une pellicule noire, qui consiste, ainsi que je l'ai su du docteur Henri, dans une portion du plomb du verre, réduit à l'état métallique, et combiné avec le soufre.

a acquis sa couleur jaune, il se dépose toujours un peu de soufre pendant que sa décomposition a lieu, et la quantité du soufre ainsi précipité est d'autant plus grande que la couleur est plus foncée.

Ainsi, la couleur jaune, que prennent les hydro-sulfates par leur exposition à l'air, est due à un commencement de décomposition. Une partie de l'hydrogène de l'acide hydro sulfurique abandonne le soufre, se combine avec l'oxigène de l'atmosphère, et forme de l'eau. Cependant une portion du soufre se convertit aussi par degrés en un acide; et lorsque la proportion de l'acide hydro-sulfurique est diminuée, et celle du soufre augmentée jusqu'à un certain point, le soufre et l'hydrogène se combinent également l'un et l'autre avec l'oxigène.

Si l'on verse des acides sulfurique ou hydrochlorique sur un hydro-sulfate, resté pendant quelques temps exposé à l'air, il s'en exhale du gaz acide hydro-sulfurique; il se dépose du soufre, et après un certain intervalle de temps, il se dégage de l'acide sulfureux. C'est donc de l'acide sulfureux et non de l'acide sulfurique que produit la combinaison de l'hydro-sulfate avec l'oxigène qu'il absorbe spontanément de l'atmosphère. Cependant la présence de cet acide n'est rendue sensible qu'au bout d'un certain temps, et que lorsqu'il a été séparé de l'hydro-sulfate par un acide; parce que pendant tout aussi long-temps qu'il rencontre de l'acide hydro-sulfurique, il s'opère une décomposition réciproque; l'oxigène de l'acide se combine avec l'hydrogène du gaz, et le soufre est à la-fois précipité de l'un et de l'autre.

Ammoniaque. Esp. 1. *Hydrosulfate d'ammoniaque.* On obtient cet hydro-sulfate en faisant passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique dans une liqueur ammoniacale; la dissolution se colore très-promptement en un jaune verdâtre. Lorsqu'on distille dans une cornue un mélange de parties égales de chaux, d'hydrochlorate d'ammoniaque et de soufre, il passe un liquide jaune, distingué ordinairement par la dénomination de *liqueur fumante de Boyle*, du nom de ce savant qui la prépara le premier. Cette liqueur, qui exhale constamment des fumées blanches, a une odeur fétide et fortement ammoniacale. Berthollet s'est assuré qu'elle doit sa propriété d'être ainsi fumante, à une certaine quantité d'alcali non combiné. Ce liquide consiste principalement dans un hydro-sulfate

d'ammoniaque tenant un excès de soufre. Il perd peu-à-peu sa propriété de fumer et dépose également son excès de soufre. C'est alors un hydro-sulfate d'ammoniaque presque pur.

On peut obtenir l'hydro-sulfate d'ammoniaque pur, en faisant rendre au fond d'un flacon entouré de glace, du gaz acide hydro-sulfurique, et du gaz ammoniac. Cet hydro-sulfate est sous la forme de cristaux aiguillés. Il est transparent et incolore. Il est si volatil qu'il se sublime peu-à-peu à la partie supérieure des flacons dans lesquels on le conserve. On l'y trouve cristallisé en lames longues et transparentes. Il est facile de le séparer, par cette volatilisation spontanée, de l'hydro-sulfate sulfuré qu'il pourrait contenir. Exposé à l'air il devient jaune très-promptement *. Si nous supposons, comme cela est probable, que l'hydro-sulfate d'ammoniaque est composé de 1 atôme acide hydro-sulfurique, et de 1 atôme ammoniaque, sa constitution sera :

| | | |
|---|---|---|
| Acide hydro-sulfurique... | 2,125... | 50 |
| Ammoniaque..... | 2,125... | 50 |
| | | 100 |

Le poids d'une molécule intégrante de cet hydro-sulfate sera 4,25, et il contiendra 6 atômes; 4 d'hydrogène, 1 de soufre, et 1 d'azote.

Esp. 2. *Hydro-sulfate de potasse.* On peut préparer ce composé en saturant de la potasse avec de l'acide hydro-sulfurique; mais il se forme aussi pendant la dissolution du sulfure de potasse, et il peut en etre obtenu par évaporation. D'après l'exposé que Vauquelin nous a donné des propriétés de cet hydro-sulfate, il est blanc et parfaitement transparent. Ses cristaux, qui ont quelque ressemblance avec ceux du sulfate de soude, sont ordinairement de larges prismes tétraèdres, terminés par des pyramides à 4 faces. Quelquefois les prismes sont à 6 pans, et les pyramides, qui les terminent, à 6 faces. La saveur de ce sel est alcaline et extrêmement amère. Exposé à l'air il en attire l'humidité et se résout promptement en un liquide de consistance sirupeuse, qui tache en vert tous les corps avec lesquels il se trouve en contact; mais cette couleur n'est pas permanente, 2. de potasse.

* Thénard, Ann. de Chim. LXXXIII, 134.

à moins que le corps touché par le liquide ne soit quelque substance métallique. Les cristaux de ce sel n'ont point d'odeur lorsqu'ils sont secs ; mais par leur déliquescence ils en répandent une fétide. Ces cristaux se dissolvent dans l'eau et dans l'alcool en produisant beaucoup de froid. Les acides en dégagent avec une très-vive effervescence l'acide hydro-sulfurique, il ne se dépose pas un atôme de soufre. En versant de la dissolution d'hydro-sulfate de potasse dans une dissolution de sulfate d'alumine, il se dépose sur-le-champ dans le mélange des cristaux d'alun. L'hydro-sulfate de potasse précipite, ainsi que les autres composés de cette nature, toutes les dissolutions métalliques [1].

3. De soude. Esp. 3. *Hydro-sulfate de soude.* On peut préparer cet hydro-sulfate de la même manière que le précédent. C'est de tous les composés de ce genre celui qui est le mieux connu, et ordinairement on l'emploie comme réactif. Berthollet nous a fait connaître le premier les propriétés de sa dissolution dans l'eau ; mais Vauquelin l'a obtenu pour la première fois cristallisé. Ayant abandonné à elle-même une dissolution concentrée de carbonate de soude impur [2], il s'aperçut au bout de quelque temps qu'il s'y était formé spontanément des cristaux d'hydro-sulfate de soude. Les cristaux de ce sel sont blancs et transparens. Leur forme est celle de prismes tétraèdres terminés par des pyramides à quatre faces, et quelquefois on en trouve en octaèdres. Leur saveur est alcaline et fortement amère. La dissolution de cet hydro-sulfate dans l'eau et dans l'alcool s'opère très-facilement et avec production de froid. Exposé à l'air il y devient déliquescent et de couleur verte. Les acides le décomposent en dégageant l'acide hydro-sulfurique. Il ressemble par ses autres propriétés aux hydro-sulfates [3].

Hydro-sulfate sulfité de chaux. Quoique l'acide hydro-sulfurique et l'acide sulfureux se décomposent mutuellement lorsqu'ils ne sont ni l'un ni l'autre en état de combinaison, il paraît qu'il n'en est pas ainsi lorsqu'ils sont unis à une base. Lorsqu'on mêle de l'eau imprégnée de gaz acide hydro-sulfurique avec du sulfite liquide

---

[1] Vauquelin, Ann. de Chim. XLII, 40.

[2] Ce carbonate avait été préparé en décomposant du sulfate de soude par le charbon, et en séparant ensuite le soufre par la chaux.

[3] Vauquelin, Ann. de Chim. XLI, 190.

de soude, l'odeur du gaz est détruite; et par l'évaporation du mélange on obtient un sel qui semble être un composé triple, résultant de l'union des deux corps gazeux avec la soude. Vauquelin a décrit un sel semblable qu'il a produit artificiellement par le même procédé que nous venons d'indiquer. Ce sel blanc et transparent cristallise en prismes à 4 pans. Il est sans odeur et ne s'altère point à l'air. Sa saveur est fraîche, amère et légèrement alcaline. Chauffé dans une cornue, il se fond promptement et redevient solide; il abandonne du soufre, et ce qui reste dans la cornue prend une couleur rouge foncée. Pendant tout le temps de l'opération, il ne se dégage pas un atôme de gaz [1].

Esp. 4. *Hydro-sulfate de chaux.* On produit aisément ce composé en faisant passer du gaz acide hydro-sulfurique dans de l'eau, qui tient de la chaux en suspension. La chaux est dissoute, et il se forme un hydrosulfate de cette terre; la dissolution est sans couleur, et d'une saveur âcre et amère. Ses propriétés sont analogues à celles des autres hydro-sulfates. On n'a point essayé de se procurer l'hydro-sulfate de chaux cristallisé.

Esp. 5. *Hydro-sulfate de barite.* Si après avoir tenu pendant quelque temps chauffé au rouge dans un creuset un mélange de sulfate de barite et de charbon, et avoir ainsi converti le sulfate en sulfure, on fait bouillir de l'eau sur la masse noire, on obtient, en filtrant la liqueur lorsqu'elle est encore chaude, une dissolution de couleur verte qui donne, par l'évaporation, un grand nombre de cristaux. Ces cristaux sont de l'hydro-sulfate de barite. Il faut les séparer immédiatement de la liqueur par le filtre, et les faire sécher en les soumettant à la presse dans du papier joseph [2]. Ces cristaux sont blancs, soyeux et ordinairement sous la forme d'écailles dont il n'est pas facile de déterminer la figure. Ce composé est soluble dans l'eau, et la dissolution a une légère teinte de vert. Sa saveur est âcre et sulfureuse; il se détruit aisément à l'air. 5. De baryte.

Esp. 6. *Hydro-sulfate de strontiane.* J'ai obtenu ce composé par le même procédé de préparation que l'hydro-sulfate de barite; et ses propriétés étant à-peu-près semblables, il n'exige point de description particulière.

---

[1] Vauquelin, Ann. de Chim. XXXII, 296.
[2] Berthollet, Ann. de Chim. XXV, 241.

Esp. 7. *Hydro-sulfate de magnésie.* L'eau imprégnée d'acide hydro-sulfurique dissout la magnésie, et forme un hydro-sulfate dont les propriétés n'ont pas été examinées [2].

Esp. 8 et 9. *Hydro-sulfate de glucine et d'yttria.* Les expériences de Vauquelin et de Klaproth nous ont appris que les hydro-sulfates ne précipitent point la glucine et l'yttria de leurs dissolutions dans les acides; et il est par conséquent probable qu'elles sont susceptibles de se combiner avec l'acide hydro-sulfurique, quoique ces sortes de composés n'aient jamais été l'objet de l'examen des chimistes. L'alumine et la zircone ne forment point d'union avec l'acide hydro-sulfurique; d'où il suit que les hydro-sulfates précipitent ces terres de leurs dissolutions dans les acides, à raison de l'affinité de leur base pour l'acide qui tient la terre en dissolution. Il se dégage pendant que cet effet a lieu du gaz acide hydro-sulfurique.

---

## SECTION II.

### *Des Hydro-sulfates sulfurés ou Sulfures hydrogénés.*

Les différentes bases terreuses et alcalines peuvent entrer en combinaison avec du soufre hydrogéné, et il en résulte des composés qui sont connus depuis plus long-temps que les hydro-sulfates; quoique leurs propriétés n'aient pas été recherchées avec la même précision. On peut les former en faisant bouillir ensemble la base et du soufre dans de l'eau pure, ou en dissolvant leurs sulfures dans l'eau. Il se produit, dans l'un et l'autre cas, du sulfure hydrogéné, qui se combine avec la base. Ces composés étaient autrefois connus sous les noms d'*hépars liquides*, ou *foies de soufre*. On peut aussi les former, ainsi que l'a fait voir Berthollet, en tenant un hydro-sulfate liquide sur du soufre. Il en dissout une portion à froid: la liqueur devient d'une couleur foncée, et l'hydro-sulfate est converti en hydro-sulfate sulfuré ou sulfure hydrogéné [2]. Ceux de ces composés, qui sont préparés par le premier procédé, contiennent un excès de

Préparation.

---

[1] Berthollet, Ann de Chim. XXV, 235.
[2] *Ibid.* p. 242.

soufre, qui s'en sépare lorsqu'on fait passer dans la liqueur de l'acide hydro-sulfurique.

On ne peut guère douter que ces composés, s'ils pouvaient être obtenus à l'état de pureté complète, ne consistassent simplement que dans du sulfure hydrogéné uni aux différentes bases; mais, pendant leur formation, il semble s'être produit des acides sulfureux et hypo-sulfureux, que la présence de la base empêche d'être décomposés; d'où il suit que les sulfures hydrogénés, tels qu'on les obtient ordinairement, contiennent des sulfites et des hypo-sulfites, sels qui modifient la nature des sulfures hydrogénés, de manière qu'il est difficile de reconnaître leurs véritables propriétés. Les faits que nous allons exposer, sont ceux qui ont été jusqu'à présent observés.

Sulfure hydrogéné de potasse.

1. Lorsqu'on mêle ensemble dans un flacon de l'hydrate de potasse et des fleurs de soufre, ces substances agissent très-promptement l'une sur l'autre; il y a dégagement de calorique et formation de sulfure hydrogéné, d'une belle couleur rouge, qui exhale, lorsqu'on le traite avec un acide, du gaz acide hydro-sulfurique. En tenant pendant 10 à 12 heures de la potasse liquide, d'une pesanteur spécifique de 1,26, sur des fleurs de soufre, il y a dissolution et production d'un composé semblable; par l'application de la chaleur, la combinaison a beaucoup plus promptement lieu. La dissolution dans l'eau du sulfure de potasse desséché, produit une combinaison de la même espèce*. Dans tous ces cas, l'apparence du sulfure hydrogéné est la même, quoique ses propriétés diffèrent considérablement. Lorsqu'il a été formé à l'aide de la chaleur, la quantité d'acide hydro-sulfurique que les acides en dégagent est toujours très-peu considérable, et souvent même elle n'est pas sensible. Je me suis assuré par mes expériences, que cela tient en grande partie au soin qu'on a pris de le préserver du contact de l'air.

Le sulfure hydrogéné liquide de potasse ou de soude ainsi formé, est une liqueur d'un rouge foncé tournant au brun; quelquefois elle est inodore, et quelquefois elle a, ainsi que Proust l'a fait remarquer, l'odeur de raves; et en la gardant pendant quelque temps, elle acquiert l'odeur d'acide hydro-sulfurique. Sa saveur est âcre, amère et fraîche; elle fait sur la peau des taches d'un vert foncé. On dit qu'en la conser-

* Proust, Journ. de Phys. LIX, 266.

vant dans des vaisseaux fermés, elle dépose du soufre, devient incolore, et se convertit en un hydro-sulfate[1]. Le sulfure hydrogéné de potasse agit avec une grande énergie sur tous les métaux, que souvent il réduit à l'état d'un sulfure. Stahl a démontré, il y a long-temps, qu'il peut même dissoudre l'or. On n'a pas examiné la nature de cette dissolution, dont l'or est précipité par les acides à l'état métallique, et mêlé avec du soufre.

D'ammoniaque. 2. En mettant de l'ammoniaque en contact avec des fleurs de soufre, elle en dissout peu-à-peu une portion, et se colore en jaune; mais elle ne prend point l'odeur d'acide hydro-sulfurique[2]. On peut former le sulfure hydrogéné d'ammoniaque, en mettant sur du soufre de l'hydro-sulfate d'ammoniaque. La dernière portion du liquide qui passe à la distillation de la *liqueur fumante de Boyle*, est aussi un sulfure hydrogéné. Ce composé dépose avec une grande facilité l'excès de soufre qu'il contient, et se rapproche de l'état d'un hydro-sulfate.

De Baryte et Strontiane. 3. Les sulfures hydrogénés de barite et de strontiane s'obtiennent en dissolvant leurs sulfures dans l'eau, ou même en les exposant à l'air. Ils sont de couleur verte et d'une saveur âcre; mais, à cet égard, ils sont de beaucoup inférieurs en intensité aux sulfures hydrogénés d'alcalis fixes, et leur action sur les autres corps n'est pas aussi puissante.

De chaux. 4. En faisant bouillir dans l'eau un mélange de chaux et de soufre, le liquide prend une belle couleur orangé, et contient en dissolution le sulfure hydrogéné de chaux. Ce liquide a également une saveur très-amère. C'est le seul, actuellement connu, qui soit susceptible de dissoudre une quantité notable de gaz azote. Lorsqu'on le garde dans des flacons fermés, il dépose peu-à-peu du soufre à l'état d'une croûte noire, et il devient parfaitement incolore.

De magnésie. 5. On peut former le sulfure hydrogéné de magnésie de la même manière que les autres. Le composé a été à peine examiné; il n'a que peu de permanence.

---

[1] Je n'ai jamais obtenu cet effet, quoique j'aie gardé de ce sulfure hydrogéné dans des vaisseaux fermés pendant des années. Il se décolore très-promptement dans des flacons qui ne sont pas bien bouchés, en se convertissant en sulfite de potasse.

[2] Proust, Journ. de Phys. LIX, 269.

6. Il n'a pas été prouvé que les terres pures soient susceptibles de former des sulfures hydrogénés.

---

## SECTION III.

*Des hydro-sulfates, et hydro-sulfates sulfurés ou sulfures hydrogénés, métalliques.*

Les hydro-sulfates et les sulfures hydrogénés ont la propriété de précipiter tous les métaux, le rhodium excepté, de toute dissolution qui peut les contenir ; et comme ils ne produisent cet effet sur aucune des terres, à l'exception de l'alumine et de la zircone, on peut les considérer comme un moyen très-avantageux d'indication de la présence des métaux. La précipitation des substances métalliques par les hydro-sulfates et sulfures hydrogénés, résulte de la combinaison de l'acide hydro-sulfurique, du soufre hydrogéné ou du soufre, avec le corps métallique qui est toujours privé d'une portion ou de la totalité de son oxigène ; tandis qu'en même-temps, la base de l'hydro-sulfate se combine avec l'acide qui tenait l'oxide en dissolution. L'alumine et la zircone sont précipitées par la base de l'hydro-sulfate ; tandis que l'acide hydro-sulfurique, qui n'est pas susceptible de combinaison avec ces terres, s'exhale à l'état de gaz. Ce sont des hydro-sulfates ou sulfures hydrogénés de potasse ou d'ammoniaque, qu'on choisit ordinairement pour opérer ces précipitations ; et dans beaucoup de cas, on peut reconnaître, à la couleur du précipité, la nature particulière du métal séparé. La table qui suit présente l'indication des couleurs d'après lesquelles on peut établir cette distinction.

| Métaux. | Précipités par l'hydro-sulfate de potasse. | Précipités par le sulfure hydrogéné de potasse. | Couleur des précipités. |
|---|---|---|---|
| Or | Noir | Noir. | |
| Platine | *Idem* | *Idem*. | |
| Argent | *Idem* | *Idem*. | |
| Mercure | Noir brun | Brun tournant au noir. | |
| Palladium | Noir | | |
| Cuivre | *Idem* | Brun. | |

| MÉTAUX. | Précipités par l'hydro-sulfate de potasse. | Précipités par le sulfure hydrogéné de potasse. |
|---|---|---|
| Fer | Noir | Noir tournant au jaune. |
| Nickel | *Idem* | Noir. |
| Étain | *Idem* | *Idem*. |
| Plomb | *Idem* | Blanc tournant au noir. |
| Zinc | Blanc | Blanc. |
| Bismuth | Noir | Noir. |
| Antimoine | Orangé | Jaune orangé. |
| Tellure | Noir | Brun foncé ou noir. |
| Arsenic | Jaune | Jaune. |
| Cobalt | Noir | Noir. |
| Manganèse | Blanc | Blanc. |
| Chrome | Vert | |
| Molybdène | Brun rougeâtre. | |
| Urane | Brun | Jaune brunâtre *. |
| Titane | Vert bouteille | Vert bleuâtre *. |
| Columbium | Chocolat | |
| Cérium | Brun | |

Les chimistes ne se sont pas assez occupés jusqu'à présent de la nature de ces précipités. Ce serait bien cependant un objet digne de recherches particulières, comme pouvant nous fournir les moyens de reconnaître la nature des composés que les métaux et leurs oxides peuvent former avec le soufre, et des combinaisons de ce corps avec l'hydrogène. Tout ce qu'on a pu observer à cet égard, se borne à ce qui suit.

1. Presque tous les métaux se combinent avec le soufre ; il en résulte des sulfures qui sont sans saveur, insolubles dans l'eau, cassans, et souvent avec l'éclat métallique.

2. Le soufre réduit beaucoup d'oxides à l'état métallique ; mais il semble s'unir à d'autres, et former avec eux des composés qu'on peut appeler oxides sulfurés. Deux des composés de cette nature, les oxides sulfurés d'étain et de manganèse, ont été examinés et décrits par les chimistes.

Action de l'acide hydro-sulfurique.

3. On ne s'est pas assuré de la faculté de combinaison de l'acide hydro-sulfurique avec les métaux. A en juger par l'analogie avec d'autres acides, on en concluerait qu'il n'en est

* Dans ces expériences, Klaproth se servit d'hydro-sulfate d'ammoniaque.

pas susceptible; mais en chimie, ce sont toujours des décisions hasardeuses, et généralement sujettes à erreur, que celles prises d'après cette seule considération. La facilité avec laquelle le gaz acide hydro-sulfurique ternit le plomb, le cuivre jaune et l'argent, est bien connue de tous les chimistes praticiens; mais dans ces cas, il semble y avoir décomposition du gaz et formation seulement d'un sulfure simple. L'eau imprégnée de gaz acide hydro-sulfurique dissout quelques-uns des métaux, et spécialement le fer; mais il est probable qu'alors le métal est converti en oxide.

4. L'acide hydro-sulfurique semble avoir la propriété de réduire le plus grand nombre des oxides à l'état métallique; et c'est par cette raison qu'il précipite les dissolutions métalliques. L'hydrogène du gaz et l'oxigène de l'oxide s'unissent mutuellement; tandis que le soufre et le métal réduit sont séparés, et se déposent en état de combinaison. La plupart des précipités metalliques ne sont autre chose que des sulfures ordinaires. Il y a cependant à cet égard plusieurs exceptions.

Hydro-sulfate de mercure.

Proust a fait voir que l'oxide rouge, peroxide de mercure, a la propriété de décomposer l'acide hydro-sulfurique des hydro-sulfates[1], et Berthollet s'est assuré que la rapidité avec laquelle l'effet se produit, dépend de la proportion des substances employées[2]. En agitant du peroxide de mercure dans un hydro-sulfate liquide, il se forme une poudre noire, qui étant chauffée, passe promptement à l'état de cinabre. Le même changement s'opère lentement sur cette substance, si elle est exposée à la lumière. Berthollet a conclu de ces faits que cette poudre noire se compose, au-moins en partie, d'oxide de mercure et d'acide hydro-sulfurique, et que l'action de la chaleur accélère la décomposition mutuelle du gaz et de l'oxide. S'il en est ainsi, la poudre noire peut être considérée comme étant, au-moins en partie, un hydro-sulfate de mercure.

D'étain.

Lorsqu'on verse de l'acide hydro-sulfurique ou un hydro-sulfate dans la dissolution d'un sel d'étain, il se produit un précipité dont la couleur varie selon l'état d'oxidation du métal. Elle est, avec le peroxide, d'un jaune doré, et avec le

---

[1] Journ. de Phys. LIX, 268.
[2] *Ibid.* LX, 288.

protoxide d'un brun obscur. Proust annonce que l'un et l'autre de ces précipités sont des hydro-sulfates ou des combinaisons de l'acide hydro-sulfurique avec les oxides respectifs d'étain, qui n'ont point éprouvé de changement. Lorsqu'on les traite avec l'acide hydrochlorique, l'acide hydro-sulfurique en est dégagé, et il se forme de l'hydrochlorate d'étain [1].

*Hydro-sulfate d'étain.* Les deux oxides d'étain s'unissent l'un et l'autre avec l'acide hydro-sulfurique. L'hydro-sulfate du protoxide est d'un brun obscur, et l'hydro-sulfate du peroxide, d'un jaune doré.

*Hydro-sulfate de zinc.* Les hydro-sulfates de potasse ou d'ammoniaque précipitent le zinc de sa dissolution dans les acides en une masse blanche jaunâtre. Cette substance, qui se dissout complètement dans l'acide hydrochlorique, et avec dégagement abondant d'acide hydro-sulfurique, est évidemment un hydro-sulfate. On peut le former aussi en traitant l'oxide blanc de zinc avec de l'hydro-sulfate d'ammoniaque [2]. Vauquelin remarque que les échantillons transparens du *sulfure de zinc natif* ou *blende*, se dissolvent souvent de la même manière en exhalant du gaz acide hydro-sulfurique [3]. Il est possible que ces échantillons se rapprochent de la nature d'hydro-sulfate de zinc. Il y aurait alors trois espèces différentes de minéraux confondus sous la dénomination de *blende*; savoir : le sulfure de zinc, l'oxide sulfuré de zinc et l'hydro-sulfate de zinc.

Blende.

*Hydro-sulfate d'antimoine.* Les hydro-sulfates de potasse ou d'ammoniaque produisent, dans une dissolution acide d'antimoine, un précipité d'une belle couleur orangé qui, d'après les expériences de Berthollet, de Thénard et de Proust, est un hydro-sulfate d'antimoine. Ce composé acquit, vers le commencement du 18.e siècle, sous le nom de *kermès minéral*, une grande célébrité à raison de ses vertus médicinales. Le procédé de sa préparation, découvert d'abord par Glauber, et depuis par Lémery et Elder, fut, pour la première fois, mis en vogue en France par un prêtre nommé Simon, qui en tenait le secret de La Ligerie, chirurgien, à qui un élève de Glauber en avait donné communication. Le

Kermès minéral.

---

[1] Journ. de Phys. LIX, 336.
[2] *Voyez* la Table de Berthollet, Ann. de Chim. XXV, 272.
[3] *Ibid.* XXXVII, 66.

gouvernement français acheta de La Ligerie le secret de cette méthode de préparation, et la publia en 1720. Elle consistait à faire bouillir, à plusieurs reprises, une dissolution de potasse très-étendue sur du sulfure d'antimoine. Il se précipitait, par le refroidissement de la dissolution, une petite portion de kermès. Cette manipulation présentant le double inconvénient d'être fatigante et mal conçue, les pharmaciens adoptèrent de préférence le procédé suivant de Lémery.

Après avoir trituré ensemble dans un mortier 16 parties de sulfure d'antimoine, 8 parties de potasse du commerce et une partie de soufre, on fait fondre le mélange dans un creuset et on met la masse dans un vaisseau de fer. Lorsqu'elle est refroidie on la réduit en poudre, on la fait bouillir dans une suffisante quantité d'eau, et on filtre la liqueur pendant qu'elle est encore chaude. Elle dépose en abondance par refroidissement le kermès à l'état d'une poudre jaune, qu'on édulcore ensuite avec une quantité convenable d'eau et qu'on fait sécher. On peut encore faire dissoudre 6 parties de potasse dans 20 parties d'eau et ajouter à cette dissolution, préalablement chauffée à l'ébullition, une partie de sulfure d'antimoine en poudre. Après avoir bien agité la dissolution, on la fait bouillir pendant quelques minutes et on la filtre chaude. Elle dépose, par refroidissement, une grande quantité de kermès.

Cette poudre attira particulièrement l'attention des chimistes. Bergman démontra d'abord qu'elle contenait de l'acide hydro-sulfurique ; mais ce fut Berthollet qui, le premier, en fit connaître la véritable composition. Elle est, suivant l'analyse de Thénard, de

| | |
|---|---|
| 20,30 | Acide hydro-sulfurique. |
| 4,15 | Soufre. |
| 72,76 | Protoxide d'antimoine. |
| 2,79 | Eau et perte. |
| 100,00 * | |

Cette substance, exposée à l'air, en absorbe peu-à-peu l'oxigène et s'y blanchit; il s'exhale du gaz acide hydro-sulfurique.

Si, après que le kermès minéral, préparé selon l'une ou l'autre de ces formules, a été précipité de sa dissolution, on

* Ann. de Chim. XXXII, 268.

ajoute un acide à la liqueur, il s'y forme un autre précipité de couleur orangé, que par cette raison on a appelé *soufre doré*. Cette substance est composée, suivant l'analyse de Thénard, de

| | |
|---|---|
| 17,87 | Acide hydro-sulfurique. |
| 68,30 | Protoxide. |
| 12,00 | Soufre. |
| 98,17 [1]. | |

Le soufre doré est par conséquent un hydro sulfate avec excès de soufre et une plus petite proportion de base. Goetling a proposé le moyen suivant de préparer ce composé. On met dans une dissolution bouillante de potasse pure, un mélange de 2 parties de sulfure d'antimoine et de 3 parties de soufre; on étend ensuite d'eau cette dissolution et on la précipite par de l'acide sulfurique affaibli [2].

*Hydro-sulfate de manganèse.* En traitant le peroxide de manganèse avec de l'acide hydrosulfurique dissous dans l'eau, la couleur noire de l'oxide disparaît. Une portion de l'acide hydro-sulfurique est décomposée aux dépens de l'oxigène du peroxide; et l'oxide vert, ou protoxide, ainsi produit, est dissous par l'acide hydro-sulfurique, et l'on obtient, par évaporation, une masse blanche complètement soluble dans l'acide hydrochlorique avec dégagement abondant d'acide hydro-sulfurique. C'est donc un hydro-sulfate de manganèse [3]. On forme le même composé en mêlant un hydro-sulfate de potasse avec un sel de manganèse.

*Hydrosulfate d'arsenic.* L'acide hydrosulfurique se combine avec l'oxide blanc, peroxide, d'arsenic, dissous dans l'eau. Le liquide prend une couleur jaune, mais il ne se manifeste point de précipité; et par conséquent l'hydro-sulfate d'arsenic est, comme celui de manganèse, soluble dans l'eau, au-moins à la faveur d'un excès d'acide hydro-sulfurique. Cet hydro-sulfate a exactement la même apparence que le sulfure jaune d'arsenic.

*Hydro-sulfate de fer.* L'acide hydro-sulfurique se combine avec l'oxide vert de fer, et le composé se dissout dans l'eau:

---

[1] Ann. de Chim. XXXII, 268.

[2] Bergman. III, 172. Les expériences de Proust sur ces composés, quoique singulièrement intéressantes, sont d'une trop grande étendue pour être insérées ici. *Voyez* Jour. de Phys. LV, 328.

[3] Berthollet, Ann. de Chim. XXV, 258.

mais cette dissolution dépose promptement une poudre noire qui est un sulfure hydrogéné de fer.

*Hydro-sulfate de platine.* Cette substance fut examinée pour la première fois par M. Edmond Davy, quoiqu'il en eût été fait mention précédemment par des chimistes. On l'obtient en faisant passer un courant de gaz acide hydro-sulfurique à travers une dissolution de platine dans l'acide hydro-chloro-nitrique. L'hydro-sulfate se précipite peu-à-peu. Lorsqu'on l'a fait sécher sans le contact de l'air, il a les propriétés suivantes.

Il est d'un brun obscur, avec peu d'éclat extérieur. Insipide d'abord, sa saveur devient salée. Lorsqu'il est chauffé justement au-dessous de la chaleur rouge, il y a déflagration et il est en partie décomposé. A une chaleur rouge il émet des fumées sulfureuses et il reste du platine métallique. Chauffé en vaisseau clos sur le mercure, il donne de l'eau, du gaz acide sulfureux, de l'acide hydro-sulfurique, un peu de soufre et une substance qui ressemble au sulfure de platine. Le résidu est du sulfure de platine. Chauffé dans les acides, il donne du gaz. Exposé à l'air, il s'y forme de l'acide sulfurique. D'après l'analyse de M. Edmond Davy, il est composé de *,

| | |
|---|---|
| Sulfure de platine..... | 83,00 |
| Acide hydrosulfurique..... | 4,56 |
| Soufre.... ..... | 4 |
| Eau imprégnée d'acide hydrosulfurique. | 8,44 |
| | 100,00 |

Il n'est pas invraisemblable que cette singulière substance ne soit formée de 2 atômes sulfure de platine et de 1 atôme acide hydro-sulfurique, constituant un sulfure hydrogéné de platine.

## CHAPITRE IV.

### *Des Savons.*

C'est par les expériences de Chevreul qu'on a connu la véritable nature des savons. Ce chimiste a fait voir que les huiles fixes et le suif consistent, pour chacun de ces corps, en deux substances distinctes, qu'il a désignées par les noms de *stéraïne* et *élaïne*. Les bases salifiables ont la propriété d'al-

* Phil. Mag. XL, 210.

térer la composition de ces corps et de les convertir en deux substances acides auxquelles il a donné les dénominations d'*acide margarique* et d'*acide oléique*. Les savons ne sont autre chose que les combinaisons de ces deux acides avec des bases salifiables [1]. Les acides margarique et oléique existent ordinairement ensemble dans les savons du commerce. Le poids d'un atôme de chacun de ces acides est, savoir :

| | |
|---|---|
| Acide margarique..... | 33,3 |
| Acide oléique..... | 36 |

de manière que 100 d'acide margarique se combinent avec 18 de potasse et 12 de soude.

100 d'acide oléïque se combinent avec 16,6 de potasse et 11,1 de soude.

Lorsque les bases des savons sont des alcalis, les savons sont solubles dans l'eau et ils peuvent être employés à des objets d'économie domestique. Mais lorsque ce sont les terres ou les oxides métalliques qui forment la base des savons, ces corps sont insolubles dans l'eau, et par conséquent, on ne peut s'en servir comme détersifs. Il convient donc, d'après cela, de traiter séparément de chacune de ces espèces de savons.

---

## SECTION PREMIÈRE.

### *Des Savons alcalins.*

Les huiles fixes étant en grand nombre, et toutes, ou presque toutes ces huiles pouvant se combiner avec les alcalis, les terres et les oxides, il est naturel de supposer qu'il y a autant de genres de savons alcalins qu'il y a d'huiles fixes. Il est certain, en effet, que les savons diffèrent entre eux suivant la nature de l'huile qui entre dans leur composition ; mais ces différences ne sont pas assez importantes pour exiger une description particulière. Il suffira donc de diviser les savons alcalins en autant d'espèces qu'il y a d'alcalis, et de considérer ceux de ces savons qui ont la même base alcaline, mais qui diffèrent par leur huile, comme des variétés des mêmes espèces.

Histoire. Esp. 1. *Savon de soude ou savon solide.* Le mot SAVON

[1] On a donné un exposé de ces substances dans un chapitre précédent de ce volume.

(*sapo*, σαπων) se rencontre, pour la première fois dans les ouvrages de Pline et de Galien. Il dérive évidemment du vieux mot allemand *sepe* [1]. Pline nous apprend que la découverte du savon est due aux Gaulois; qu'ils le faisaient avec des cendres et du suif, et que le savon des Allemands était considéré comme étant le meilleur [2].

On peut préparer le savon de la manière suivante. On met dans un vaisseau de bois ou cuvier, de la soude du commerce, pulvérisée et bien mélangée avec environ les 0,20 de son poids de chaux arrosée avec une petite quantité d'eau, et passée ainsi immédiatement auparavant à travers un crible. On met sur ce mélange une quantité d'eau beaucoup plus considérable que celle qui suffirait pour qu'il en soit entièrement recouvert, et on la laisse ainsi séjourner sur ce mélange pendant plusieurs heures. La chaux attire l'acide carbonique de la soude, et l'eau devient fortement imprégnée de l'alcali pur. On soutire alors cette eau par le moyen d'un robinet placé à la partie inférieure du cuvier, et cette liqueur s'appelle la *première lessive*. Sa pesanteur spécifique doit être d'environ 1.200. Préparation.

On verse ensuite une nouvelle quantité d'eau sur le mélange, après avoir fermé le robinet; et au bout de deux ou trois heures de repos on l'en fait écouler comme la première. Cette eau est la *seconde lessive*.

On fait de la même manière une *troisième lessive*.

On peut mettre encore une autre portion d'eau sur le cuvier afin de s'assurer si la soude a été dissoute en totalité; et cette dernière lessive faible est mise à part, pour être employée dans les opérations subséquentes à former la première lessive.

On met alors dans la chaudière, avec une portion de la *troisième* ou *plus faible lessive*, une quantité d'huile égale en poids à six fois celui de la soude employée. On fait bouillir ce mélange et on l'entretient à ce degré de chaleur en l'agitant continuellement avec un instrument de bois destiné à cet usage. On ajoute successivement au mélange, et par intervalles, le reste de la troisième lessive, et lorsqu'elle est ainsi entièrement consommée, on introduit de la même manière la *seconde lessive* dans la chaudière, en continuant d'agi-

---

[1] Beckman's History of inventions. III, 239. Un mot semblable est encore en usage parmi le peuple en Ecosse.

[2] Pline, lib. XVIII, c. 51.

ter le mélange. L'huile devient laiteuse; elle se combine avec l'alcali, et au bout de quelques heures de cuisson elle commence à acquérir de la consistance. On ajoute alors un peu de la *première lessive* et on remue toujours le mélange avec soin. Il s'épaissit de plus en plus à mesure qu'on y introduit successivement de nouvelles portions de cette première lessive; et à la fin la matière savoneuse commence à se séparer de la partie aqueuse du mélange. On facilite alors cette séparation et on la rend plus complète par une addition d'hydrochlorate de soude. On continue encore l'ébullition pendant deux heures, après quoi on retire le feu de dessous la chaudière; on cessera aussi d'agiter le mélange. La matière savoneuse se réunit, au bout de quelques heures de repos, à la partie supérieure de la chaudière, et la liqueur qui se sera séparée du savon en gagnera la partie inférieure. On la fait alors écouler au moyen d'un tuyau adapté à cet effet au fond de la chaudière; et comme cette liqueur contient du carbonate de soude, on la réserve pour en faire usage comme lessive sur la fin d'une nouvelle cuite de savon.

Lorsque le mélange ne consiste plus que dans la pâte savoneuse, on allume de nouveau le feu sous la chaudière, et pour faciliter la liquéfaction du savon, on ajoute un peu d'eau, et mieux encore de la lessive faible. Dès que le mélange est parfaitement liquéfié et amené au degré de l'ébullition, on verse dans la chaudière, par petites portions et à plusieurs reprises, le reste de la première lessive. Lorsque le savon a acquis par cette seconde cuisson le degré de consistance convenable, ce dont on s'assure en retirant de temps en temps une petite portion de la matière que l'on met refroidir sur un morceau d'ardoise, on retire le feu de dessous la chaudière, et après quelques heures de repos on sépare encore, comme auparavant, la partie aqueuse. On chauffe alors une dernière fois la matière savoneuse dans la chaudière en y mêlant un peu d'eau pour la mettre à l'état d'une pâte bien homogène et bien liée. On la coule ensuite dans des vaisseaux préparés pour la recevoir, où elle doit refroidir et dont on a eu soin de garnir le fond d'un peu de craie en poudre afin d'éviter que le savon n'y adhère. Au bout de quelques jours le savon est assez ferme pour être retiré de ces vaisseaux, formé en pains et divisé en tablettes ou briques *.

* Ann. de Chim. XIX, 253. Mémoire de Darcet, Lelièvre et Pelletier.

L'emploi de l'hydrochlorate de soude dans ce procédé a pour objet de séparer l'eau du savon à raison de la plus forte affinité de ce liquide pour l'hydrochlorate de soude.

De toutes les huiles, c'est celle d'olive qui a été reconnue la plus propre à la fabrication du savon, et, après elle, le suif est peut-être la substance qu'on peut y employer avec le plus d'avantage. Mais on peut faire usage pour cet objet d'une grande variété d'autres huiles, ainsi que le prouvent les expériences des chimistes français que nous avons déjà cités. Ils trouvèrent cependant que les huiles de lin et de baleine ne convenaient point pour la confection des *savons solides*, quoiqu'on pût s'en servir avec succès pour celle des *savons mous*. Les Hollandais se sont servis pendant long-temps, pour la fabrication des savons de cette dernière espèce, d'huile de baleine.

Le savon solide du commerce varie tellement dans sa proportion d'eau, qu'il est impossible d'établir avec exactitude sa composition. En supposant qu'il n'ait point été sophistiqué, ses parties constituantes seront à-peu-près comme il suit, savoir : Composition.

| | |
|---|---|
| 1 Atôme acides margarique et oléïque.... | 64,49 |
| 1 Atôme soude..... | 7,57 |
| 28 Atômes eau..... | 27,94 |
| | 100,00 |

A mesure que la proportion d'eau augmente, celle des autres parties constituantes diminue. J'ai trouvé du savon composé de

| | |
|---|---|
| 1 Atôme acide huileux..... | 44,63 |
| 1 Atôme soude..... | 5,24 |
| 68 Atômes d'eau..... | 50,13 |
| | 100,00 |

Celui qui achète un savon semblable, employe la moitié du prix qu'il y met, à payer de l'eau. Il paraît, d'après les expériences de Colin, que l'eau est essentielle à la fabrication et vraisemblablement à la constitution du savon; mais la proportion de ce liquide, qui s'y trouve ordinairement, semble être excessive.

On peut faire aussi les savons à froid; mais alors leur fabrication exige beaucoup plus de temps et une plus grande proportion d'alcali.

Le savon se dissout dans l'eau et dans l'alcool; ses propriétés, comme détersif, sont trop bien connues pour qu'il soit nécessaire de les décrire.

Le savon, fait avec le suif et la soude, est de couleur blanche. On le distingue en conséquence par le nom de savon *blanc;* mais afin de rendre moins élevé le prix de cet article dans le commerce, en Angleterre, les fabricans de ce pays sont dans l'usage d'ajouter au suif une portion considérable de résine, et ce mélange forme un savon *jaune* commun.

Formation. Esp. 2. *Savon de potasse ou savon mou.* On peut substituer la potasse à la soude dans la fabrication du savon, et en opérant precisément de la même manière qu'avec la soude; mais il est à observer qu'alors le savon ne peut être amené à l'état solide. On ne peut jamais lui donner une plus grande consistance que celle de la graisse de porc. On appelle ce savon fait avec de la potasse *savon mou.* Ses propriétés, comme détersif, ne diffèrent pas essentiellement de celles du *savon solide*, mais il n'est pas d'un emploi aussi avantageux. La potasse était l'espèce d'alcali dont se servaient les Gaulois et les Germains pour fabriquer le savon. C'est par cette raison, sans doute, que les Romains le décrivent comme un onguent. On se sert en Angleterre d'huile de baleine pour la confection du savon mou; on y ajoute aussi un peu de suif qui, au moyen de précautions particulières, se trouve dispersé à travers sa substance en belles taches blanches.

Quelques personnes ont assuré connaître un procédé pour faire du savon solide avec de la potasse. Leur moyen consiste, à ajouter une grande quantité d'hydrochlorate de soude au savon fabriqué avec la potasse par les procédés qui viennent d'être décrits. Après avoir fait bouillir le tout pendant quelque temps, la matière savoneuse devient solide en se refroidissant. MM. Darcet, Le Lièvre et Pelletier se sont assurés qu'on pouvait en effet employer cette méthode avec succès; mais alors ce n'est plus la potasse, mais bien la soude que le savon solide, ainsi formé, a pour base; car lorsqu'on ajoute de l'hydrochlorate de soude à du savon fait avec de la potasse, cet alcali décompose le sel en lui enlevant son acide avec lequel il se combine; tandis qu'en même-temps la soude séparée de l'hydrochlorate de soude s'unit à l'huile qui était en état de combinaison avec la potasse, et forme le savon solide. L'hydrochlorate de potasse

que produit cette double décomposition reste en dissolution dans l'eau et est entraîné avec elle *.

Esp. 3. *Savon d'ammoniaque.* Berthollet est le premier qui se soit particulièrement occupé de ce savon, qu'on peut former en mêlant ensemble du carbonate d'ammoniaque et du savon de chaux. Il se fait une double décomposition, et le savon d'ammoniaque se réunit à la surface de la liqueur sous la forme d'une huile. On peut préparer plus facilement encore ce savon ammoniacal en ajoutant une dissolution d'hydrochlorate d'ammoniaque à une dissolution du savon ordinaire dans l'eau.

La saveur du savon d'ammoniaque est plus piquante que celle du savon ordinaire; il se dissout à peine dans l'eau, mais très-facilement dans l'alcool. Exposé à l'air, il s'y décompose par degrés. La substance qu'on emploie, sous le nom de *liniment volatil*, comme topique dans les rhumatismes, n'est guère autre chose qu'un savon de cette espèce.

Tous les savons alcalins se rapprochent entre eux dans la propriété qu'ils ont d'être solubles dans l'eau et dans l'alcool, et quant aux effets de leur emploi comme détersifs.

---

## SECTION II.

### *Des Savons terreux.*

Les savons terreux diffèrent essentiellement dans leurs propriétés des savons alcalins. Ils sont insolubles dans l'eau, et ne peuvent être employés comme détersifs. On peut les préparer très-aisément en mêlant du savon ordinaire avec la dissolution d'un sel terreux. L'alcali du savon se combine avec l'acide du sel, tandis que la terre et l'huile, en s'unissant ensemble, forment un savon terreux. C'est par cette raison que les eaux qui tiennent un sel terreux en dissolution, et qu'on désigne par la dénomination d'eaux *dures*, ne sont pas propres au lavage; elles décomposent le savon ordinaire, et produisent un savon terreux, qui ne se dissout pas dans l'eau. Les savons terreux n'ont été examinés jusqu'à-présent que par Berthollet et Chevreul.

Esp. 1. *Savon de chaux.* Ce savon peut être formé en mêlant de l'eau de chaux avec une dissolution de savon ordinaire. Il est insoluble dans l'eau et dans l'alcool. Le car-

---

* Ann. de Chim. XIX, 322.

bonate d'alcali fixe le décompose par affinité double [1]. Il se fond difficilement et seulement à une très-forte chaleur.

Les savons de barite et de strontiane ressemblent presqu'exactement à celui de chaux.

Esp. 2. *Savon de magnésie.* Ce savon, qui est extrêmement blanc, peut être produit par le mélange des dissolutions du savon ordinaire et du sulfate de magnésie. Il est onctueux au toucher ; il se sèche difficilement, et il conserve sa blancheur après sa dessiccation. Il est insoluble dans l'eau bouillante. L'alcool et l'huile fixe le dissolvent en grande proportion. L'eau rend laiteuse sa dissolution dans l'alcool. A une chaleur médiocre, il se fond en une masse transparente, légèrement colorée en jaune et très-cassante [2].

Esp. 3. *Savon d'alumine.* La formation de ce savon résulte du mélange des dissolutions d'alun et de savon ordinaire. C'est une substance molle, flexible, qui conserve, lorsqu'elle est sèche, sa souplesse et de la ténacité. Ce savon est insoluble dans l'alcool, dans l'eau et dans l'huile. Au feu, il se fond aisément et se réduit en une masse jaunâtre transparente [3].

---

## SECTION III.

### *Des Savons métalliques et des Emplâtres.*

On peut opérer la combinaison des oxides métalliques avec les huiles, de deux manières différentes ; 1.° en mêlant ensemble une dissolution de savon ordinaire et la dissolution d'un sel métallique ; 2.° par l'union directe de l'oxide métallique avec l'huile soit à froid, soit à chaud. Le composé, produit par le premier procédé, s'appelle *savon métallique*, et on donne le nom d'*emplâtre* à celui qui résulte du second. C'est ainsi que nous allons considérer successivement l'un et l'autre de ces corps.

#### *I. Savons métalliques.*

Berthollet, qui a fait l'examen de ces espèces de savons, a proposé l'emploi pour la peinture de quelques-uns d'entre eux, et d'en appliquer plusieurs autres à l'usage des vernis ;

---

[1] Thouvenel.
[2] Berthollet, Mém. Par. 1780 ; et Nicholson's Journ. I, 170.
[3] *Ibid.*

mais il ne paraît pas qu'on s'en soit encore servi pour l'un ou l'autre objet.

1. *Savon de mercure.* C'est le produit du mélange d'une dissolution du savon ordinaire et du perchlorure de mercure. La liqueur devient laiteuse, et le savon de mercure s'y précipite peu-à-peu. Ce savon, de nature visqueuse, se dessèche difficilement. Il perd sa blancheur à l'air pour y prendre la couleur d'ardoise, qui devient de plus en plus foncée, et spécialement par son exposition au soleil ou à la chaleur. Il se dissout très-facilement dans l'huile, mais peu dans l'alcool. Lorsqu'il est chauffé, il se ramollit et se liquéfie aisément[1].

2. *Savon de zinc.* En mêlant ensemble des dissolutions de sulfate de zinc et de savon ordinaire, on obtient ce composé, qui est de couleur blanche tirant sur le jaune. Il se dessèche promptement, et devient friable[2].

3. *Savon de cobalt.* Ce savon, que produit le mélange du nitrate de cobalt et du savon ordinaire, est de couleur plombée. Il se dessèche difficilement quoiqu'il y ait peu de liaison dans sa composition.

Berthollet observa que vers la fin de l'effet de la précipitation, il se dépose quelques grumeaux de couleur verte, qui ont beaucoup plus de consistance que le savon de cobalt. Il les considéra comme étant un savon de nickel, métal qui se trouve généralement mêlé avec le cobalt[3].

4. *Savon d'étain.* On le forme en ajoutant de la soude ordinaire à une dissolution d'étain dans l'acide hydro-chloro-nitrique. Ce savon est blanc; la chaleur ne le met pas à l'état de fusion comme les autres savons métalliques, mais elle le décompose[4].

5. *Savon de fer.* Il se fait avec le sulfate de fer et le savon ordinaire. Il est d'un brun rougeâtre, ayant de la ténacité et se fondant aisément. Lorsqu'on l'étend sur du bois, il l'imbibe et se dessèche; il se dissout facilement dans l'huile, et principalement dans celle de térébenthine. Berthollet le propose comme vernis[5].

6. *Savon de cuivre.* C'est du sulfate de cuivre qu'on mêle avec du savon ordinaire pour former celui de ce métal. Il est de couleur verte; au toucher, il ressemble à de la résine; il se dessèche et devient cassant. L'alcool chaud rend sa cou-

---

[1] Berthollet, Mém. Par. 1780, ou Nicholson's Journ. I, 170.
[2] *Ibid.* [3] *Ibid.* [4] *Ibid.* [5] *Ibid.*

leur plus foncée ; mais il l'attaque à peine. L'éther le dissout, le liquéfie, et donne de l'intensité à sa couleur en la rendant beaucoup plus belle. Il est très-soluble dans les huiles, qu'il colore d'une nuance de vert agréable [1].

7. *Savon de plomb.* Avec l'acétate de ce métal et le savon ordinaire, on compose ce savon métallique. Il est blanc, ayant de la ténacité et beaucoup d'adhérence lorsqu'il est chauffé. Il acquiert de la transparence par sa fusion ; et sa couleur prend une légère teinte de jaune, si la chaleur est augmentée [2].

8. *Savon d'argent.* On se sert de nitrate d'argent pour la formation de ce savon; il est blanc d'abord; mais il devient rougeâtre par son exposition à l'air. Lorsqu'il est à l'état de fusion, sa surface devient irisée d'une manière brillante; au-dessous, il est noir [3].

9. *Savon d'or.* Ce savon, que produit le mélange de celui ordinaire avec l'hydrochlorate d'or, est d'abord blanc et d'une consistance de crême. Il prend, par degrés, une couleur pourpre foncée, et adhère à la peau de manière à y laisser des taches difficiles à effacer [4].

10. *Savon de manganèse.* On le forme avec le sulfate de manganèse. Ce savon, de couleur blanche d'abord, en prend une rougeâtre à l'air, ce qui provient évidemment de ce qu'il absorbe de l'oxigène. Il se dessèche promptement en une substance dure, cassante, et devient, en se liquéfiant, d'un brun noirâtre [5].

## *II. Emplâtres.*

Propriétés. Les emplâtres sont des combinaisons des huiles avec des oxides métalliques. Ils sont destinés à être étendus sur de la peau ou de la toile, et à être appliqués ainsi sur des ulcères, etc. Ces corps doivent être solides; mais cependant il ne faut pas qu'ils soient, ni trop durs pour refuser de s'étendre facilement et également, ni trop mous pour couler en huile par l'effet de la chaleur de la partie du corps qu'ils couvrent. L'objet principal de leur emploi étant d'être appliqués sur la peau, on ne peut s'en servir avec avantage qu'autant que leur consistance permet de les ramollir aisément, de les pétrir par la chaleur des mains et de les faire adhérer fermement à la peau; mais pouvant en être retirés sans laisser aucune tache.

---

[1] Berthollet, Mém. Par. 1780, ou Nicholson's Journ. I, 170.
[2] *Ibid.* [3] *Ibid.* [4] *Ibid.* [5] *Ibid.*

Deyeux est jusqu'à présent le seul chimiste qui ait fixé son attention sur les emplâtres, nous lui devons d'excellentes observations sur la manière de les préparer [1].

Les oxides employés jusqu'à-présent pour la confection des emplâtres sont ceux de plomb; et parmi ceux-ci, la *litharge*, ou le protoxide, est généralement considérée comme convenant le mieux. Mais avec les oxides de plusieurs des autres métaux, tels que le bismuth et le mercure, on peut aussi faire des emplâtres dont l'usage peut être avantageux dans quelques cas. Il est cependant des oxides métalliques, et notamment ceux du fer, qui ne sont pas susceptibles de former avec les huiles l'espèce de combinaison qui constitue les emplâtres [2]. Oxides employés.

On peut faire des emplâtres avec toutes les huiles fixes; mais tous ces emplâtres n'ont pas les mêmes propriétés. Avec les huiles *siccatives*, l'huile de lin, par exemple, ils sont d'une consistance beaucoup plus molle que ne l'est celle des emplâtres à huiles *grasses*; mais on peut donner à ces dernières les mêmes propriétés qu'ont les huiles siccatives, en les combinant avec du mucilage. Ainsi, après avoir fait bouillir pendant quelque temps de l'huile d'olive avec de la graine de lin ou de fenu grec, on en forme, avec la litharge, un emplâtre aussi mou que ceux composés d'huile de lin et de ce même oxide de plomb. L'huile d'olive est, suivant Deyeux, celle de toutes dont on doit préférer l'emploi pour la confection des emplâtres. Huiles.

Il y a trois manières différentes de composer les emplâtres. Formation.

Ce procédé consiste simplement à mêler l'huile avec la litharge dans des proportions convenables, et à abandonner pendant très-long-temps le mélange à une température moyenne en le remuant fréquemment. L'oxide perd peu-à-peu sa couleur, il se combine avec l'huile et le mélange acquiert de la consistance. Ce procédé est peu employé, parce qu'il est long et ennuyeux, et que le produit qu'il fournit n'est jamais assez solide pour l'objet auquel on le destine. 1.er procédé.

Par ce second procédé on se borne à jeter l'oxide dans l'huile lorsqu'elle est bouillante. Les emplâtres qu'on obtient ainsi sont toujours d'une couleur foncée, et ils ont une odeur particulière due à la décomposition d'une portion de l'huile. En opérant de cette manière, il est nécessaire que l'oxide 2.e procédé.

---

[1] Ann. de Chim. XXXIII, 50. [2] Deyeux, *ibid.*

soit réduit en poudre fine, et que par l'agitation on en facilite, autant que possible, la prompte combinaison avec l'huile; autrement le métal serait entièrement revivifié à raison de la forte tendance que l'huile a pour se combiner avec l'oxigène à une température élevée.

3.e procédé. Le troisième procédé enfin est celui dont on fait le plus fréquent usage, parce qu'il n'est pas susceptible des mêmes inconvéniens que les deux autres. On fait bouillir ensemble l'huile et l'oxide dans une suffisante quantité d'eau. L'effet de ce liquide, en modérant d'abord la chaleur dans le mélange, jusqu'à ce que l'huile et l'oxide se soient combinés, est d'empêcher la revivification du métal; et lorsqu'ensuite cette eau s'est dissipée, la température est suffisamment élevée pour que l'emplâtre se forme en une consistance convenable.

Les emplâtres, lorsqu'ils sont gardés pendant long-temps, deviennent souvent trop durs pour être employés, sur-tout si en les faisant, on n'a pas employé la proportion convenable d'huile; mais on remédie facilement à cette défectuosité en les mettant à l'état de fusion avec une petite portion d'huile nouvelle. Les emplâtres, en vieillissant, éprouvent également des changemens dans leur couleur ainsi que dans le plus grand nombre de leurs propriétés, ce qui résulte soit de ce qu'ils ont absorbé de l'oxigène, soit de quelqu'effet de l'action de l'air sur leurs parties composantes.

---

## CHAPITRE V.

### *Remarques générales.*

Si nous en excluons les composés combustibles, dont la nature n'a pas été jusqu'à présent suffisamment étudiée, tous les composés primaires, à peu d'exceptions près, peuvent être divisés dans les deux grandes classes d'*acides* et de *bases*. Quelques chimistes modernes ont bien, à-la-vérité, considéré les hydrates comme étant aussi des combinaisons salines; mais cette dénomination ne peut leur être appliquée sans donner au sens des termes *acide* et *base* une extension telle, qu'en réalité, elle les rendrait inutiles. Car dans les hydrates nous devons considérer l'*eau* comme faisant quelquefois les fonctions d'un acide, et quelquefois agissant

comme une base; tandis que dans les sels cristallisés, le sulfate de soude par exemple, il serait impossible, sans une inconvenance manifeste, d'appliquer le terme *acide* ou *base* à l'eau. Il semble donc beaucoup plus convenable de considérer les hydrates comme une espèce de composés qui diffèrent entièrement des *sels*. L'eau peut également s'unir avec des *acides* des *bases* et des *sels*. Elle ne les prive pas de leurs propriétés caractéristiques, ou ne les *neutralise* pas, comme le font les bases relativement aux acides. Autant que nous avons pu le reconnaître jusqu'à présent, l'eau est susceptible de se combiner avec d'autres corps dans un plus grand nombre de proportions que des acides ou des bases ne pourraient s'y combiner. A-peine a-t-on trouvé aucun des acides ou aucune des bases unis avec d'autres corps dans une proportion plus grande que celle de 4 atômes. Mais il est des sels qui ne contiennent pas moins de 36 atômes d'eau. Dans le savon sophistiqué, il existe quelquefois 68 atômes d'eau contre un du savon véritable.

Les sels, les hydro-sulfates et les savons, sont de véritables composés salins, quoique suffisamment distincts les uns des autres pour mériter une place séparée dans tout classement chimique. Les savons ne cristallisent ni ne prennent de formes régulières. Les hydro-sulfates cristallisent; mais ils ne peuvent être tenus en contact avec l'atmosphère sans éprouver une série de changemens, qui n'ont point été suffisamment examinés. Les hydro-tellates formeront désormais une suite de corps analogues aux hydro-sulfates. Je présume qu'un examen de ces corps fait avec soin répandrait un grand jour sur les changemens dont les hydro-sulfates sont susceptibles.

Plusieurs des composés secondaires, tels que l'hydrochlorate de soude, le nitrate de potasse, le sulfate de fer, etc., se trouvent tout formés dans la nature; c'est par l'étude de leurs propriétés que la science de la chimie a commencé; ils fournissaient quelques-uns des réactifs les plus puissans qui aient été employés à la recherche de la composition des corps naturels, tels que l'acide nitrique, l'acide hydrochlorique, l'acide sulfurique, la soude, etc.

Analogie des composés secondaires avec les corps simples.

Quelques-uns des composés secondaires exercent, à l'égard d'autres corps, cette activité, cette énergie d'action qui distinguent les composés primaires; et sous ce rapport, ils

offrent une grande ressemblance avec les substances simples. Le soufre, par exemple, est un corps presqu'entièrement dépourvu de saveur, et dont l'action, très-faible sur les animaux, paraît être absolument nulle sur les végétaux et les minéraux; et l'oxigène, qui semble mériter à si juste titre la qualification d'un principe actif, ne manifeste rien ni dans sa saveur, ni dans sa manière d'agir sur les animaux et les végétaux, qui doive lui donner le nom d'âcre et caustique; mais l'acide sulfurique, quoique composé de ces deux substances innoffensives, est un des corps les plus actifs et les plus corrosifs connus, qui brûle et décompose presque toutes les substances animales et végétales soumises à son influence. La potasse est encore, s'il se peut, plus corrosive; les minéraux, même les plus durs, ne peuvent résister à son action; mais le sulfate de potasse, qui se compose de l'union de ces deux corps formidables, n'est pas plus actif que le soufre lui-même. Ce rapport singulier entre les substances simples et les composés secondaires, et la manière frappante dont ceux-ci contrastent avec les composés primaires, méritent une attention particulière. Nous y trouvons la preuve que l'activité des corps n'est pas en raison de leur état de simplicité, comme on l'avait supposé jusqu'à présent; et qu'il est quelque cause, indépendante de leur combinaison avec d'autres corps, qui émousse leur énergie.

Aucun d'eux n'est à l'état gazeux.

Plusieurs des corps simples existent ordinairement à l'état de gaz. Il en est de même aussi des composés primaires; mais il ne se trouve aucun corps gazeux parmi les composés secondaires, et même le nombre de ceux qui sont liquides est comparativement beaucoup moindre. Ils sont solides presque tous, et probablement chacun d'eux est susceptible de prendre cette forme; d'où nous voyons que les corps gazeux ont tous un degré considérable de simplicité. Il en est peu d'entre eux, autant qu'on a pu le reconnaître, qui contienne plus de deux parties composantes, abstraction faite de la lumière et du calorique, ou trois parties composantes en y comprenant ces corps.

FIN DU TOME SECOND.

# TABLE DES MATIÈRES

## CONTENUES DANS LE SECOND VOLUME.

Page

LIVRE II. — Des corps composés. . . . . 1

I.ere DIVISION. — Des Composés primaires. . . . . 2

I.re SUBDIVISION. — Des Composés d'oxigène avec combustibles simples. . . . . 3

CHAP. Ier. — Des oxides insalifiables. . . . . 4

SECT. Ire. — Du Protoxide d'azote. . . . . ib.
II. — Du Deutoxide d'Azote. . . . . 9
III. — De l'Eau. . . . . 14
IV. — De l'oxide de carbone. . . . . 25

CHAP. II. — Des bases salifiables. . . . . 30

SECT. Ire. — De l'Ammoniaque. . . . . 31
II. — Des alcalis fixes. . . . . 44
III. — Des Terres alcalines. . . . . 52
IV. — Des Terres propres. . . . . 70
V. — Des Oxides métalliques. . . . . 77

CHAP. III. — Des Acides. . . . . 78

GENRE Ier. — Acides à simple base. . . . . 81

SECT. Ire — De l'Acide nitrique. . . . . 82
II. — De l'Acide nitreux. . . . . 91
III. — De l'Acide Carbonique. . . . . 95
IV. — De l'Acide Borique. . . . . 101
V. — De l'Acide Silice ou Silicique. . . . . 103
VI. — De l'Acide Phosphorique. . . . . 111
VII. — De l'Acide Phosphoreux. . . . . 114
VIII. — De l'Acide Hypophosphoreux. 115
IX. — De l'Acide Sulfurique. . . . . 117
X. — De l'Acide Sulfureux. . . . . 123
XI. — De l'Acide Arsenique. . . . . 127
XII. — De l'Acide Arsenieux. . . . . 129
XIII. — De l'Acide Antimonique. . . . . 130
XIV. — De l'Acide Antimonieux. . . . . 131
XV. — De l'Acide Chromique. . . . . 132
XVI. — De l'Acide Molybdique. . . . . 134
XVII. — De l'Acide Tungstique. . . . . 137
XVIII. — De l'Acide Columbique. . . . . 138

GENRE II. — Acides combustibles. . . . . 139

SECT. Ire. — De l'Acide Acétique. . . . . 141
II. — De l'Acide Benzoïque. . . . . 153
III. — De l'Acide Succinique. . . . . 158
IV. — De l'Acide Moroxylique. . . . . 161
V. — De l'Acide Camphorique. . . . . 163

VI. — De l'Acide Bolétique..... 165
VII. — De l'Acide Subérique..... 167
VIII. — De l'Acide Pyrotartarique.... 169
IX. — De l'Acide Oxalique..... 171
X. — De l'Acide Mellitique..... 177
XI. — De l'Acide Tartarique..... 180
XII. — De l'Acide Citrique..... 184
XIII. — De l'Acide Rheümique..... 188
XIV. — De l'Acide Kinique..... 190
XV. — De l'Acide Saccho-lactique .... 192
XVI. — De l'Acide Urique..... 195
XVII. — De l'Acide Laccique..... 199
XVIII. — De l'Acide Malique..... 200
XIX. — De l'Acide Sorbique..... 203
XX. — De l'Acide Formique..... 205
XXI. — De l'Acide Lactique..... 209
XXII. — De l'Acide Zumique..... 213
XXIII — De l'Acide Gallique..... 216
XXIV. — Du Tanin..... 221
XXV. — Remarques générales..... 239

II.e Subdivision. — Des composés de Chlore avec soutiens de combustion et combustibles. . 244

Chap. Ier. — Des composés de Chlore et d'Oxigène. . . . . *ib.*

Sect. Ire. — De l'Acide Chlorique..... 245
II. — De l'Acide Perchlorique..... 256

Chap. II. — Des Chlorures. . . . . *ib.*

Chap. III. — Des Composés acides de Chlore et d'un combustible. . . . . 257

Sect. Ire. — De l'Acide Hydrochlorique..... *ib.*
II. — De l'Acide Chloro-Carbonique..... 288

III.e Subdivision. — Composés d'Iode avec soutiens de combustion et combustibles.... 288

Chap. I.er — Des Composés d'Iode avec soutiens de combustion. . . . . 289

Sect. Ire — De l'Acide Iodique..... *ib.*
II. — De l'Acide Chloroidique..... 293

Chap. II. — Des Iodures. . . . . 294

Chap. III. — Des Acides composés d'Iode et d'un combustible. . . . . *ib.*

Sect. Ire — De l'Acide Hydriodique..... *ib.*

IV.e Subdivision. — Des Composés de Fluor avec soutiens de combustion et combustibles. . . 298

Chap. I.er — Des Acides composés de Fluor et d'un combustible. . . . . *ib.*

Sect. I.re — De l'Acide Fluorique..... *ib.*
II. — De l'acide Fluoborique..... 305
III. — De l'Acide Fluosilicique..... 306

Page

V.e SUBDIVISION. — Des Composés de Cyanogène avec soutiens de combustion et combustibl. 309

CHAP. I.er — Des Composés de Cyanogène et soutien de combustion. . . . . ib.

SECT. I.re — De l'Acide Chloro Cyanique.... 310

CHAP. II. — Des Acides composés de Cyanogène et de combustibles. . . . . 312

SECT. I.re — De l'Acide Hydro-Cyanique ou Prussique..... ib.

II. — De l'Acide Sulfo-Cyanique, ou Chyazique sulfuré..... 325

III. — De l'Acide Ferrocyanique..... 330

VI.e SUBDIVISION — Des Composés combustibles. 340

CHAP. I.er — De l'Alcool. . . . . 341

CHAP. II. — Des Ethers. . . . . 367

SECT. I.re — De l'Ether sulfurique..... 368

II. — De l'Ether nitrique..... 376

III. — De l'Ether Chlorique..... 385

IV. — De l'Ether Hydrochlorique..... 386

V. — De l'Ether Hydriodique..... 390

VI. — De l'Ether Acétique..... 391

VII. — De l'Ether Formique..... 394

CHAP. III. — Des huiles volatilles. . . . . 395

CHAP. IV. — Des Huiles fixes. . . . . 404

SECT. I.re — Des Huiles fixes en général..... 405

II. — De la Stéarine..... 416

III. — De l'Elaïne..... 419

IV. — De la Cétine..... 422

V. — De l'Acide Margarique..... 424

VI. — De l'Acide Oléique..... 426

VII. — De l'Acide cétique..... 429

CHAP. V. — Des Bitumes. . . . . 431

SECT. Ire. — Des Huiles bitumineuses. . . . . 432

II. — Des Bitumes proprement dits.. . . 434

II.e DIVISION. — Des Composés secondaires..... 441

CHAP. I.er — Des Hydrates.. . . . . ib.

CHAP. II. — Des Sels. . . . . 443

SECT. Ire. — Sels d'Ammoniaque. . . . . 447

II. — Sels de Potasse. . . . . 462

III. — Sels de Soude. . . . . 496

IV. — Sels de Chaux . . . . . 516

V. — Sels de Barite.. . . . . 535

VI. — Sels de Strontiane. . . . . 547

VII. — Sels de Magnésie. . . . . 555

VIII. — Sels d'Yttria. . . . . 570

IX. — Sels de Glucine. . . . . 573

X. — Sels d'Alumine.. . . . . 577

XI. — Sels de Zircone. . . . . 588

XII. — Sels de Fer.. . . . . 591

Page
XIII. — Sels de Nickel. . . . . 609
XIV. — Sels de Cobalt. . . . . 616
XV. — Sels de Manganèse. . . . . 622
XVI. — Sels de Cérium. . . . . 630
XVII. — Sels d'Urane. . . . . 634
XVIII. — Sels de Zinc. . . . . 638
XIX. — Sels de Plomb. . . . . 648
XX. — Sels d'Etain. . . . . 672
XXI. — Sels de Cuivre . . . . . 679
XXII. — Sels de Bismuth. . . . . 704
XXIII. — Sels de Mercure. . . . . 709
XXIV. — Sels d'Argent. . . . . 722
XXV. — Sels d'or. . . . . 733
XXVI. — Sels de Platine. . . . . 735
XXVII. — Sels de Palladium. . . . . 740
XXVIII — Sels de Rhodium. . . . . 743
XXIX. — Sels d'Iridium. . . . . 744
XXX. — Sels de Tellure. . . . . 745
XXXI. — Sels d'antimoine. . . . . 748
XXXII. — Sels de Titane. . . . . 752

CHAP. III. — Des Hydro-Sulfates. . . . . 754

SECT Ire. — Des Hydro-Sulfates. . . . . 757
II. — Des Hydro-Sulfates sulfurés ou Sulfures hydrogénés. . . . . 762
III. — Des Hydro-Sulfates, et Hydro-Sulfates sulfurés, ou Sulfures Hydrogénés, métalliques. . . . . 765

CHAP. IV. — Des Savons. . . . . 771

SECT. Ire. — Des Savons Alcalins. . . . . 772
II — Des Savons Terreux. . . . . 777
III. — Des Savons métalliques et Emplâtres. . . . . 778

CHAP. V. — Remarques générales.. . . . . 782

---

## *ERRATA.*

| Page | lig. | |
|---|---|---|
| 18 | 30 | après d'acide carbonique *mettez*, |
| 39 | 34 | pulvérulant, *lisez :* pulvérulent. |
| 81 | 10 | les uns des autres, *lisez :* l'une de l'autre. |
| 254 | 3 | du chlore, *lisez :* de chlore. |
| 375 | 36 | vapeurs d'eau, *lisez :* vapeur d'eau. |
| 454 | 17 | driedres, *lisez :* dièdres. |
| 494 | 24 | d'ammoniaque, *lisez :* et d'ammoniaque. |
| 495 | 14 | Reumate, *lisez :* Rheümate. |